142

PASE!

QUIMICA

5º curso

memofichas

La clave en sus estudios y en sus exámenes

- bachillerato diurno y nocturno
- exito en previas y exámenes
- exámenes de ingreso a la universidad
- desarrolla el programa oficial
- educación de adultos



Librería SELECCIONES, S. A. educar editores

MEMOFICHAS

Memofichas son la clave para aprobar los exámenes, previas y cualquier prueba que los estudiantes tengan que presentar en bachillerato diurno y nocturno, ingreso a la Universidad y para la educación de adultos.

Memofichas son resúmenes de cada materia del bachillerato que desarrollan totalmente el programa oficial en forma condensada.

Memofichas entregan al estudiante los conceptos básicos y ejemplos claves para hacer un repaso rápido y efectivo de la materia.

Memofichas han sido elaboradas por profesores especializados, con amplia experiencia en la enseñanza y exámenes de la materia.

Memofichas le servirán durante todo el año. ¡Llévelas siempre en el bolsillo para que pueda hacer repasos en cualquier momento libre! Pueden ser aumentadas con otros datos, mapas o diagramas que usted desee incluir.

Memofichas reemplazan los apuntes que hacen los estudiantes, ya que fueron preparadas profesionalmente y siguen una secuencia que facilita el aprendizaje.

¡Recuerde que nadie puede pasar los exámenes por usted. Su éxito depende de cuánto esfuerzo esté **usted** dispuesto a hacer. **Afiance** bien sus conocimientos. Un repaso permanente durante el curso, es mucho mejor que tratar de aprender todo la víspera del examen. **Estudie** un tema cada día. **Piense** acerca de él. Trate de **entenderlo**. En los exámenes no sólo se tiene en cuenta la comprensión de los conceptos, sino su interrelación y explicaciones.

Antes de un examen, esté seguro de saber la materia. Practique resolviendo preguntas parecidas a las que a menudo aparecen en los exámenes.

Lleve siempre las Memofichas con usted y permítales que le ayuden a tener éxito en el examen

Impreso en Colombia por Editorial Retina

Estado gaseoso

Teoría cinética: La teoría actual de los gases fue propuesta inicialmente por Bernoulli y ampliada por Maxwell, Clausius y otros científicos en el siglo pasado; esta teoría se resume en los siguientes conceptos:

1. Los gases consisten en partículas diminutas llamadas moléculas, tan pequeñas y tan apartadas entre sí que su volumen real es despreciable en comparación con el espacio vacío entre ellas.

2. Las moléculas de un gas son independientes unas de otras; las fuerzas de atracción (conexión) intermolecular son mínimas.

3. Las moléculas de un gas están en movimiento rápido, al azar, y en línea recta, chocando unas contra otras y contra las paredes del recipiente que las contiene. Los choques son elásticos, no hay pérdida de energía cinética.

4. En un momento dado, diferentes moléculas de un gas tienen distintas velocidades, por lo tanto, distintos valores de energía cinética. Sin embargo, la energía cinética promedio de todas las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas:

$$\overline{Ec} \propto T$$

Propiedades de los gases

1. **Los gases se adaptan en forma y volumen al recipiente que los contiene.** Esto se debe a la independencia de las moléculas.

2. **Los gases son muy compresibles.** Por presentar espacios intermoleculares amplios, cuando los sometemos a una presión las moléculas se acercan unas a otras.

3. **Los gases se difunden con facilidad,** porque entre sus moléculas las fuerzas de atracción (conexión) son mínimas.

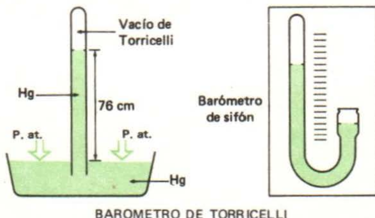
4. **Los gases se dilatan fácilmente.** Al aumentar la temperatura se incrementa el movimiento molecular, determinando que el gas tienda a ocupar un mayor volumen.

1. **Volumen**: Es el espacio ocupado por un cuerpo. Se expresa generalmente en mililitros (ml), centímetros cúbicos (cm^3), o en litros (l). La unidad internacional es el metro cúbico (m^3).

2. **Presión**: Es la fuerza ejercida por unidad de área. Las unidades más utilizadas son: dinas/cm^2, gramos fuerza/cm^2 y libras/pulgada^2. El pascal es la unidad internacional.

Presión atmosférica: Es la fuerza ejercida por la atmósfera sobre la superficie terrestre.

La presión atmosférica se mide con el **barómetro**. La determinación del valor de la presión atmosférica fue hecha por Torricelli y está representada en la siguiente figura.



BAROMETRO DE TORRICELLI

Torricelli tomó un tubo de vidrio (100 cm de longitud y 1 cm^2 de área), lo llenó de mercurio, lo invirtió y lo sumergió en una cubeta que contenía mercurio. Al hacer esto repetidas veces observó que el mercurio desciende hasta cierto nivel y la altura de la columna siempre es la misma. A nivel del mar y a 0° C, la altura del mercurio en el tubo es de 76 cm o 760 mm. Esta altura de mercurio es mantenida por la presión que actúa sobre la superficie del líquido en la cubeta.

Presión atmosférica = 76 cm de Hg = 760 mm Hg = 1 atmósfera

Para medir la presión de un gas dentro de un recipiente se usa el **manómetro**.

3. **Temperatura**: Es el grado de intensidad de calor de un cuerpo. Para medir la temperatura se hace uso de los **termómetros.** La unidad internacional es el grado Kelvin o temperatura **absoluta.**

$$°K = °C + 237{,}16$$

Ejemplo

Cuando en la escala centígrada el termómetro marca 50°C, ¿qué lectura se debe tomar en un termómetro de escala absoluta?

Solución

$°K = 50°C + 273{,}16$

$°K = 323{,}16.$

Leyes de los gases.

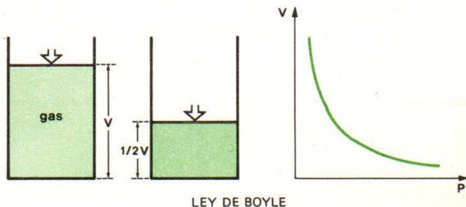
1. Ley de Boyle

"A temperatura constante, el volumen de cualquier gas varía en forma inversamente proporcional a la presión a que se somete".

Matemáticamente se expresa:

$V \propto 1/P \; ; \; V = K/P \Rightarrow$ $\boxed{K = P \cdot V}$ ó $\boxed{P \cdot V = P_1 \cdot V_1}$

Gráficamente:



LEY DE BOYLE

Ejemplo 1

Una muestra de nitrógeno ocupa un volumen de 300 cc a una presión de 862 mm Hg. ¿Cuál es el volumen de la muestra a una presión de 760 mm Hg, si la temperatura permanece constante?

Solución

$$P \cdot V = P_1 \cdot V_1 \qquad 862 \text{ mm Hg} \cdot 300 \text{ cc} = 760 \text{ mm Hg} \cdot V_1$$

$$V_1 = \frac{862 \text{ mm Hg} \cdot 300 \text{ cc}}{760 \text{ mm Hg}} = \mathbf{340{,}2 \text{ cc.}}$$

Ejemplo 2

Se tienen 0,4 g de hidrógeno en un recipiente de 30 litros a una temperatura de 27°C; la presión ejercida por este gas es de 0,81 atmósferas. Si se pasan a un recipiente de 60 litros, ¿cuál será la nueva presión conservándose la misma temperatura?

Solución

$$P \cdot V = P_1 \cdot V_1 \qquad 0{,}81 \text{ atm} \cdot 30 \text{ l} = P_1 \cdot 60 \text{ l}$$

$$P_1 = \frac{0{,}81 \text{ atm} \cdot 30 \text{ l}}{60 \text{ l}} = \mathbf{0{,}405 \text{ atm.}}$$

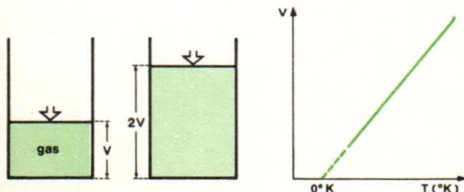
2. Ley de Charles

"A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta".

Matemáticamente se expresa:

$$V \propto T; \quad V = K \cdot T \Longrightarrow \boxed{K = \frac{V}{T}} \quad \text{ó} \quad \boxed{\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1}}$$

Gráficamente:



LEY DE CHARLES

Ejemplo

El volumen de un gas es 4 litros a −173°C. Si se mantiene constante la presión y se calienta el gas a una temperatura de 127°C, ¿cuál será el nuevo volumen ocupado por el gas?

Solución

$V = 4$ litros $\qquad T = -173 + 273 = 100°K$

$V_1 = ?$ $\qquad T_1 = 127 + 273 = 400°K$

$$\frac{V}{T} = \frac{V_1}{T_1} \Rightarrow V_1 = \frac{V \cdot T}{T} \qquad V_1 = \frac{4\,l \cdot 400°K}{100°K} = \textbf{16 litros.}$$

3. Ley de Gay-Lussac: Relación entre T y P en un gas

"Manteniendo el volumen constante, la presión de un gas varía en forma directamente proporcional a su temperatura absoluta". Matemáticamente se expresa:

$$P \alpha T; \; P = K \cdot T \Longrightarrow \boxed{\frac{P}{T} = K} \quad \text{ó} \quad \boxed{\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1}}$$

Ejemplo

Un recipiente de 10 litros está lleno con un gas a una presión de 2 atm a 0°C. Calcular la temperatura a la cual la presión interior del recipiente es de 3,5 atm.

Solución

$P = 2$ atm. $\qquad P_1 = 3{,}5$ atm

$T = 0 + 273 = 273°K$ $\qquad T_1 = ?$

$$\frac{P}{T} = \frac{P_1}{T_1} \Rightarrow T_1 = \frac{P_1 \cdot T}{P} \qquad T_1 = \frac{3{,}5 \text{ atm} \cdot 273°K}{2 \text{ atm}} = \mathbf{477{,}7°K.}$$

4. Ley general de los gases: Relación entre V, P y T de un gas

Si la presión y la temperatura cambian al mismo tiempo, se puede encontrar el nuevo volumen del gas combinando las leyes de Boyle y de Charles en una sola operación.

Según la **Ley de Boyle:** $V \alpha 1/P$ y la **Ley de Charles:** $V \alpha T$.

Resumiendo las dos expresiones anteriores encontramos:

$$V \propto 1/p = T$$

Convirtiendo la proporción en igualdad:

$$V = \frac{K \cdot T}{P} \quad ó \quad K = \frac{V \cdot P}{T}$$

También:

$$\frac{V \cdot P}{T} = \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1}$$

Ley general de los gases para masas constantes

Ejemplo

El volumen ocupado por 2 g de hidrógeno es de 22,4 litros, cuando la presión es de 1 atm y la temperatura de 0°C. Si la presión disminuye a 0,6 atm y la temperatura se aumenta a 15°C, ¿cuál será el volumen ocupado por el hidrógeno?

Solución

$V = 22{,}4$ litros	$V_1 = ?$
$P = 1$ atm	$P_1 = 0{,}6$ atm
$T = 0 + 273 = 273°K$	$T_1 = 15 + 273 = 288°K$

$$\frac{V \cdot P}{T} = \frac{V_1 \cdot P_1}{T} \Rightarrow \frac{V \cdot P \cdot T_1}{P_1 \cdot T}$$

$$V_1 = \frac{22{,}4 \cdot 1 \text{ atm} \cdot 288°K}{0{,}6 \text{ atm} \cdot 273°K}$$

$$= \mathbf{39{,}38 \text{ litros.}}$$

5. Ley de Gay-Lussac

"Los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí o que se producen en una reacción, están en relación de números enteros y sencillos".

Ejemplos				**Relación**
$3 H_2$	+ N_2	⟶	$2 NH_3$ (g)	
[3 volúmenes]	[1 volumen]		2 volúmenes	3 : 1 : 2
$2 H_2$	+ O_2	⟶	$2 H_2O$ (g)	
[2 volúmenes]	[1 volumen]		2 volúmenes	2 : 1 : 2
H_2	+ Cl_2	⟶	$2 HCl$ (g)	
[1 volumen]	[1 volumen]		2 volúmenes	1 : 1 : 2

6. Principio de Avogadro

"A las mismas condiciones de temperatura y presión, iguales volúmenes de todos los gases contienen el mismo número de moléculas".

La aplicación de este principio permite hallar el **volumen molar: "A condiciones normales 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros". De acuerdo con el principio de Avogadro,** se deduce que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles (n) : **$V \alpha n$.**

C. N. = **Condiciones normales = 273° K y 1 atm de presión.**

7. Ecuación de estado para los gases ideales o de Clapeyron

Relaciona las cuatro variables de un gas: V, T, P y n para gases con masas diferentes. Se deduce así:

Según la ley de Boyle: **$V \alpha 1/P$**

Según la ley de Charles: **$V \alpha T$**

Según el principio de Avogadro: **$V \alpha n$.**

Resumiendo las tres proporciones:

$$V \alpha \frac{T \cdot n}{P}$$

Se transforma la proporción en igualdad introduciendo una constante, **R**, denominada constante universal de los gases ideales:

$$V = \frac{R \cdot T \cdot n}{P} \quad \text{ó} \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

n = número de moles.

R = 0,0821 $\cdot$ atm/°K $\cdot$ mol.

El valor de **R**, depende de las unidades en que estén expresadas las diversas magnitudes.

Ejemplo 1

Calcular la presión ejercida por 0,35 moles de cloro que se encuentran en un recipiente de 1,5 l, medidas a 27°C.

Solución

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$; $P \cdot 1{,}5 l =$

$$0{,}35 \text{ moles} \cdot 0{,}082 \frac{l \cdot atm}{°K \cdot mol} \cdot 300°K$$

P = 5,74 atm.

Ejemplo 2

La densidad de un gas desconocido es 2,25 g/l, a una temperatura de 25°C y a una presión de 752 mm Hg. Hallar la masa molecular del gas.

Solución

El número de moles es igual al peso en gramos de la muestra didido por el peso de una mol del gas: $n = \frac{g}{M}$.

Reemplazando el valor de n en la ecuación de estado resulta:

$$P \cdot V = \frac{g \cdot R \cdot T}{M}$$

reagrupando esta igualdad:

$$P \cdot M = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \text{ y como } \frac{g}{V} = D \text{ (densidad)}$$

resulta,

$$P \cdot M = D \cdot R \cdot T \qquad \text{y} \qquad M = \frac{D \cdot R \cdot T}{P}$$

$$\Rightarrow M = \frac{2{,}25 \text{ g/l} \cdot 0{,}082 \text{ l} \cdot \text{atm/°K} \cdot \text{mol} \cdot 298\text{°K}}{0{,}9894 \text{ atm}}$$

$$= 55{,}6 \text{ g/mol.}$$

Ejemplo 3

Hallar la densidad del oxígeno a condiciones normales.

Solución

A condiciones normales una mol de cualquier gas tiene un volumen de 22,4 l.

$$D = \frac{\text{Peso (de una mol)}}{\text{Volumen (de una mol)}} = \frac{32 \text{ g}}{22{,}4 \text{ l}} = 1{,}42 \text{ g/l.}$$

Otra forma:

a C. N., la presión es igual a 1 atm y la temperatura es de 273°K.

$$D = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0{,}082 \frac{\text{lt} \cdot \text{atm}}{\text{°K} \cdot \text{mol}} \cdot 273\text{°K}} = 1{,}42 \text{ g/l.}$$

8. Ley de las presiones parciales (Dalton)

"La presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales".

Estado líquido

Propiedades de los líquidos

1. **Volumen constante: Los líquidos tienen volumen definido.** Las fuertes atracciones intermoleculares que poseen impiden que las moléculas se muevan libremente como ocurre en los gases.

2. **Adaptación: Los líquidos se adaptan a la forma del recipiente que los contiene**; a pesar de presentar fuerzas de atracción intermolecular, sus moléculas se deslizan unas sobre otras para ocupar la posición de menor energía potencial en relación con el fondo del recipiente.

3. **Incompresibilidad**: Al someter un líquido a una presión, el cambio de volumen es mínimo porque el espacio intermolecular en los líquidos es demasiado reducido.

4. **Difusión**: Se difunden lentamente porque las distancias intermoleculares son mínimas, de tal forma que al pasar una molécula de un lugar a otro sufre gran cantidad de choques.

5. **Evaporación**: Los líquidos pasan al estado gaseoso dependiendo de la temperatura en que se encuentren. Así, las moléculas que adquieren mayor energía cinética llegan a la superficie del líquido y escapan del recipiente.

Presión de vapor en equilibrio

Si se deja un líquido en un recipiente cerrado, las moléculas que pasan a la fase gaseosa chocan en su movimiento contra las paredes del recipiente, ejerciendo presión, la que es llamada **presión de vapor.** Además, las moléculas de vapor por estar en un recipiente cerrado y moverse en diversas direcciones pueden regresar a la superficie del líquido. En determinado momento el número de moléculas que se evaporan es igual al de las que retornan al líquido, estableciéndose así un equilibrio dinámico. Por lo tanto, la presión de vapor en equilibrio es **la presión ejercida por un vapor cuando está en equilibrio con su líquido.**

El valor de la presión de vapor depende de la naturaleza del líquido y de su temperatura.

Punto de ebullición: Temperatura a la cual un líquido pasa al estado gaseoso. También, temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión atmosférica.

Estado sólido

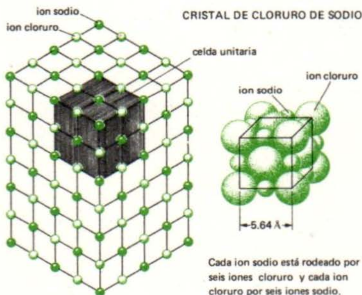
Propiedades de los sólidos

1. **Volumen constante**: Las moléculas de los sólidos están unidas por altas fuerzas de atracción intermolecular que les impiden moverse de un lugar a otro.

2. **Forma definida**: La forma de los sólidos es invariable e independiente del recipiente que los contiene. No fluyen a condiciones ordinarias como sí ocurre en líquidos y gases.

3. **Incompresibilidad**: Las fuerzas de atracción intermolecular determinan un arreglo molecular ordenado con espacio intermolecular mínimo impidiendo la compresión.

4. **Difusión**: No se difunden, sus moléculas están fuertemente unidas entre sí.



Cada ion sodio está rodeado por seis iones cloruro y cada ion cloruro por seis iones sodio.

Los sólidos se dividen en dos clases:

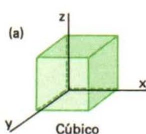
1. **Sólidos cristalinos**: Son aquellos que forman cristales; sus partículas están en forma ordenada produciendo figuras geométricas.

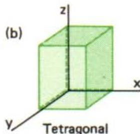
Un cristal está limitado por superficies llamadas **caras** y sus intersecciones se denominan **aristas.**

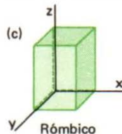
2. **Sólidos amorfos**: Sus partículas están desordenadas, por lo tanto, su forma no es definida.

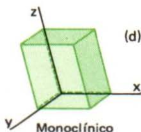
Sistemas cristalinos

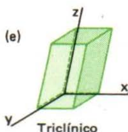
Sistema	Ejes o aristas	Angulos entre aristas	Ejemplo
Cúbico	Tres ejes iguales	Angulos rectos	NaCl
Tetragonal	Dos ejes iguales	Angulos rectos	Casiterita
Rómbico	Tres ejes desiguales	Angulos rectos	Azufre
Monoclínico	Tres ejes desiguales	Dos ángulos rectos, otro desigual	
Triclínico	Tres ejes desiguales	Sin ángulos rectos	Sulfato de cobre
Hexagonal	Tres ejes iguales	Angulo de 120° entre ejes iguales, de 90° entre desiguales	Esmeralda

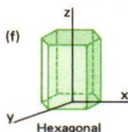












SISTEMAS CRISTALINOS

Polimorfismo: Propiedad de algunas sustancias de cristalizar en diversas formas. Ejemplo: carbonato de calcio: sistema hexagonal en la calcita y sistema rómbico en la aragonita.

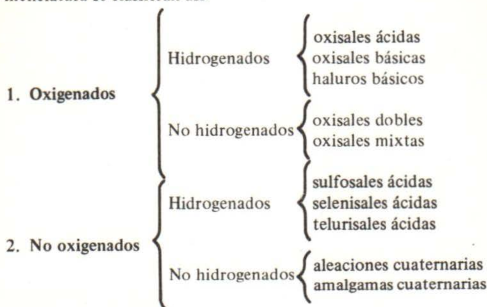
Isomorfismo: Cuando dos o más sustancias diferentes poseen el mismo tipo de cristales. Ejemplo: calcita ($CaCO_3$) y rodocrosita ($MnCO_3$), sus cristales son semejantes, sólo se diferencian en el color.

Fuerzas de atracción en los cristales: La estructura cristalina resulta de la tendencia a distribuir simétricamente las fuerzas. Los iones, átomos o moléculas se arreglan de tal manera que se logre la menor energía. Los cristales perfectos se forman lentamente.

Según la estructura cristalina se clasifican en: **cristales iónicos, cristales covalentes, cristales metálicos** y **cristales moleculares.**

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS CUATERNARIOS

Compuestos cuaternarios son aquellos que en su estructura presentan cuatro elementos diferentes. Para el estudio de la nomenclatura se clasifican así:



Oxisales ácidas

Se caracterizan porque presentan en su estructura hidrogeniones provenientes del ácido.

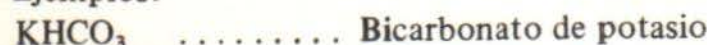
Se obtienen por la sustitución parcial de los H de un ácido oxácido cuando se hace reaccionar con una base o con un metal. Ejemplos:


$2H_2SO_4 + 2\,Na \longrightarrow 2\,NaHSO_4 + H_2$ (sulfato ácido de Na)


$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaHPO_4 + 2\,H_2O$ (fosfato ácido de Ca)

Nomenclatura: Se les nombra siguiendo las reglas generales de nomenclatura indicadas para oxisales neutras, teniendo en cuenta las siguientes variaciones:

1. Al nombre genérico de la oxisal se antepone el prefijo **BI**. Ejemplos:


$KHCO_3$ .... Bicarbonato de potasio


$CaHPO_3$ .... Bifosfito de calcio


$NaHSO_4$ .... Bisulfato de sodio

2. Se intercala entre el nombre genérico y el específico de la sal la palabra ácida, indicando el número de veces en que se encuentra presente el hidrógeno. Ejemplos:

$FeH_2 (NO_2)_4$ .... Nitrito **diácido** ferroso

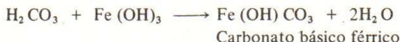
$AlH (SO_4)_2$ .... Sulfato **monoácido** de aluminio

$KH_2 PO_4$ .... Fosfato **diácido** de potasio

Oxisales básicas o hidroxisales

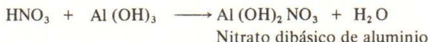
Son compuestos cuaternarios en cuya molécula hay presente uno o varios grupos funcionales hidroxilo (OH^-).

Se obtienen las oxisales básicas mediante la sustitución parcial de los oxidrilos en una base por radicales halogénicos de oxácidos. Ejemplos:



$$H_2CO_3 + Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe(OH)CO_3 + 2H_2O$$

Carbonato básico férrico



$$HNO_3 + Al(OH)_3 \longrightarrow Al(OH)_2NO_3 + H_2O$$

Nitrato dibásico de aluminio

Nomenclatura: Se les designa teniendo en cuenta las reglas de nomenclatura de las oxisales neutras, intercalando entre el genérico y el específico la palabra **básico** o anteponiendo al genérico el prefijo **sub**. Ejemplos:

$BiOHSO_4$ .... Sulfato **básico** de bismuto o **sub**sulfato de bismuto

$ZrOHPO_4$ .... Fosfato **básico** de xirconio o **sub**fosfato de Zr

Actualmente las hidroxisales se denominan como si fueran sales neutras anteponiendo la palabra **hidroxo**. Ejemplos:

$AL (OH)_2 NO_2$ ...... Di**hidroxo**nitrito de aluminio

$CaOHClO_4$ .... Mono**hidroxo**perclorato de calcio

$FeOH (SO)_4$ .... Mono**hidroxo**sulfito férrico

Oxisales dobles

Son compuestos cuaternarios provenientes de la sustitución de los hidrógenos en los oxácidos por dos metales diferentes.

Nomenclatura: Se designan de igual forma que las sales halógenas neutras, intercalando entre el género y el específico la palabra **doble**. Ejemplos:

$NaKSO_4$ .... Sulfato **doble** de sodio y potasio

$AgFePO_3$ .... Fosfito **doble** ferroso de plata

$NaAl(NO_3)_4$ .... Nitrato **doble** de sodio y aluminio

Actualmente se nombran de igual manera que las sales halógenas neutras junto con el nombre de los metales, separados por las palabras **y de**. Ejemplos:

$CaMg(CO_3)_2$ .... Carbonato de calcio **y de** magnesio

$LiK(NO_3)_2$ .... Nitrato de litio **y de** potasio

Oxisales mixtas

Son compuestos que resultan de la acción de dos radicales ácidos diferentes sobre un mismo metal. Ejemplo:

$BaNO_3(ClO_4)$ .... Perclorato nitrato de bario

Nomenclatura: Se indica el nombre de los dos radicales, ordenando primero el más electronegativo y quedando por último el nombre del metal. Ejemplos:

$Na_5(PO_4)(SO_4)$ ...... Sulfato fosfato de sodio

$Al(CO_3)(NO_2)$ ...... Nitrito carbonato de aluminio

$Bi(NO_3)(SO_4)$ .... Sulfato nitrato de bismuto

Dispersiones

Son sustancias sólidas o líquidas que en estado muy dividido se encuentran en el seno de un líquido, sin que por reposo se depositen en el fondo. Las dispersiones están conformadas por dos sustancias:

1. **Fase dispersa o interna**: Es la sustancia que se divide o dispersa.

2. **Fase dispersante o externa**: La que contiene a la fase dispersa. Generalmente el cuerpo disperso se encuentra en menor cantidad que el medio dispersante.

Clasificación de las dispersiones

Según el tamaño de las partículas, las dispersiones se clasifican en:

1. **Dispersiones propiamente dichas**: El tamaño de las partículas dispersas alcanza un diámetro mayor a 50.000 $m\mu$. Ejemplo: arena en agua.

En este grupo se incluyen las **emulsiones,** dispersiones cuyas partículas son líquidas, no miscibles (leche, mantequilla) y las **suspensiones**, dispersiones de partículas sólidas (chocolate).

En las dos, el diámetro de la partícula es mayor a una décima de micra.

2. **Coloides**: Dispersiones cuyas partículas tienen un tamaño comprendido entre 1 $m\mu$ y 1μ de diámetro. Si la fase dispersante es líquida y la dispersa sólida se llaman **suspensoides**; cuando las dos fases son líquidas se denominan **emulsoides.**

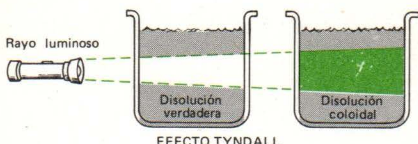
3. **Soluciones**: Mezclas físicamente homogéneas; el diámetro de sus partículas varía entre 0,1 $m\mu$ y 1 $m\mu$. Sus componentes son el **soluto**, sustancia que se disuelve y el **solvente**, sustancia que está en mayor cantidad.

Clasificación de algunos sistemas coloidales

Medio de dispersión	Fase dispersa	Nombre	Ejemplos
Gas	Líquido	**Aerosol líquido**	Niebla, nubes
Gas	Sólido	**Aerosol sólido**	Humo, polvo en aire
Líquido	Gas	**Espumas**	Espuma, clara de huevo batida
Líquido	Líquido	**Emulsión**	Mayonesa, mantequilla
Líquido	Sólido	**Sol**	Pinturas, jaleas
Sólido	Gas	**Espuma sólida**	Piedra pómez
Sólido	Líquido	**Emulsión sólida**	Queso, jalea
Sólido	Sólido	**Sol sólido**	Aleaciones, gemas

Efecto de Tyndall: Cuando un rayo convergente de luz atraviesa un líquido puro o una solución, la trayectoria del rayo no es visible desde los lados, ya que el tamaño de las partículas es demasiado pequeño para dispersar la luz, que pasa libremente. En

un coloide las partículas son más grandes para dispersar la luz y el rayo se hace completamente visible como lo ilustra la figura.



EFECTO TYNDALL

Movimiento browniano: Cuando un coloide se observa en el ultramicroscopio, se nota que las partículas están acompañadas de un movimiento rápido, continuo y caótico. Esta actividad cinética se debe al choque de las moléculas dispersas por partículas del medio.

Diálisis: Propiedad mediante la cual las partículas coloidales son retenidas por membranas semipermeables. Se diferencian de las soluciones ya que las partículas del soluto atraviesan fácilmente la membrana.

Carga eléctrica: Las partículas dispersas de los coloides liófobos tienen una carga eléctrica en un sistema estable. Algunas poseen carga positiva y otras negativa. Sin embargo, todas las partículas suspendidas de la misma sustancia tienen la misma carga eléctrica. La acumulación de cargas iguales sobre las partículas suspendidas las mantiene separadas estabilizando el sistema.

Otra clasificación importante de las dispersiones coloidales se establece así:

1. **Sistemas liófobos**: Llamados también **suspensoides**; coagulan y precipitan debido a la pérdida de carga cuando se les agrega una pequeña cantidad de un electrolito. En estos sistemas hay poca afinidad entre la sustancia dispersa y el medio de dispersión.

2. **Sistemas liófilos o emulsoides**: Aquí hay afinidad entre la sustancia dispersa y el medio de dispersión; la adición de pequeñas cantidades de electrolitos tiene poco efecto sobre el gel.

Micela: Cualquier partícula coloidal con su d'ʾle capa eléctrica.

Sol: Son dispersiones coloidales en donde la fase dispersante es líquida y la dispersa es sólida. Si la fase dispersante es agua, alcohol o glicerina se denomina hidrosoles, alcohosoles o glicerosoles, respectivamente.

Gel: Coloides en donde la fase dispersante es un sólido y la dispersa un líquido.

Gelificación: Proceso en el cual a partir de un sol se pierde gradualmente líquido por acción de la evaporación, para convertirse en una masa gelatinosa denominada gel.

Preparación de dispersiones coloidales

1. **Métodos de condensación**: Se basan en el crecimiento o agrupación de partículas de tamaño iónico o molecular hasta alcanzar el tamaño coloidal. Se debe evitar el crecimiento rápido pues origina coagulación sin formar coloide. En este proceso debe producirse un estado de sobresaturación sin causar precipitación.

Algunos métodos de preparación por condensación son:

a) Por reacciones de doble descomposición: Al hacer pasar sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de ácido arsenioso, se obtiene sulfuro arsenioso en estado coloidal.

b) También se puede agregar a una disolución de cloruro férrico, $FeCl_3$, agua caliente para formar el hidróxido férrico coloidal.

2. **Método de dispersión**: Se fundamenta en la subdivisión de partículas o masas grandes, las que se trituran hasta reducirlas a partículas de tamaño coloidal.

Se reduce el sólido a coloide por simple proceso mecánico, se muele el sólido en presencia de un medio dispersante, se le adiciona además un desfloculante que ayuda al proceso de dispersión, recubriendo las partículas dispersas para evitar que se vuelvan a unir; este proceso se realiza con los llamados molinos coloidales.

SOLUCIONES

Son mezclas físicamente homogéneas de dos o más sustancias, donde el diámetro de las partículas varía entre 0,1 mμ y 1 mμ. Toda solución está formada por dos fases:

1. **Soluto**: Sustancia que se disuelve, sus partículas se hallan dispersas.

2. **Solvente**: El medio donde se disuelve el soluto. Generalmente se toma como solvente la sustancia que se encuentra en mayor cantidad.

Clases de soluciones

Solvente	Soluto	Solución	Ejemplos
Líquido	Gas Líquido Sólido	Líquida Líquida Líquida	O_2 en agua Gasolina en petróleo Sal en agua
Sólido	Gas Líquido Sólido	Sólida Sólida Sólida	H_2 en paladio Mercurio en Cu Oro y plata
Gaseoso	Gas Líquido Sólido	Gaseosa Gaseosa Gaseosa	El aire Agua en aire Iodo en aire

Propiedades de las soluciones

1. Su composición es variable.

2. Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.

3. Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro:

a) La adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación.

b) La adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.

4. Son físicamente homogéneas, es decir, sus componentes no se diferencian a simple vista, ni aun con microscopio.

Solubilidad: Cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad determinada de solvente a una temperatura dada.

Solución saturada: Cuando contiene la cantidad máxima de soluto que puede disolverse a una temperatura determinada.

Solución insaturada: Es una solución que puede admitir más soluto en las condiciones existentes.

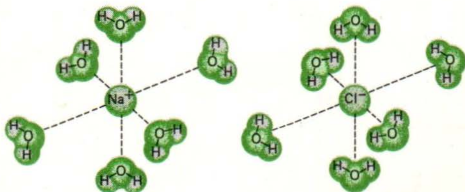
Solución sobresaturada: Cuando el soluto ha sobrepasado el equilibrio de su máxima solubilidad.

El proceso de disolución: El cloruro de sodio es un sólido formado por iones positivos de sodio y iones negativos cloruro. El agua es un compuesto polar, sus moléculas tienen un extremo negativo (oxígeno) y otro positivo (hidrógeno).

Cuando los cristales de cloruro de sodio son introducidos en agua, se produce una interacción entre las moléculas del agua y los iones del cloruro de sodio, los iones tienden a separarse y se desintegra el cristal. Los iones quedan rodeados por moléculas de agua, orientadas según su polaridad; el proceso se llama **solvatación.**

Solvatación: Interacción de las moléculas del disolvente con moléculas, átomos o iones del soluto para formar agregados en solución.

Una solución que contiene soluto sin disolver, en equilibrio con la solución a una temperatura y presión determinadas, se llama **solución saturada.**



SOLVATACION

Los sólidos iónicos se disuelven fácilmente en el agua o en otros solventes polares. Como regla general se puede afirmar que **las sustancias iónicas y polares se disuelven fácilmente en sustancias polares.**

Factores que actúan sobre la solubilidad

1. **Naturaleza del solvente y del soluto**: Es más fácil que una sustancia se disuelva dentro de otra cuando más semejantes sean entre sí. Las sustancias polares se disuelven más fácil en otras polares (agua) que en solventes no polares.

2. **Temperatura**: En general, los sólidos son más solubles en solventes calientes que en fríos, sin embargo, en algunos casos ocurre lo contrario.

La solubilidad de los gases en agua decrece al aumentar la temperatura de la solución.

3. **Presión**: Su efecto es notorio en los gases, en líquidos y sólidos no tiene mayor importancia.

La solubilidad de los gases aumenta cuando se incrementa la presión.

Concentración

Es la cantidad de soluto que hay en un volumen o peso dados, en determinada cantidad de solvente o de solución.

Una concentración se puede expresar de varias formas:

1. **Porcentaje de soluto**

a) Porcentaje por peso (P/P): Cantidad en gramos de soluto que hay en 100 gramos de solución.

Ejemplo: solución al 20% P/P es la que contiene 20 g de glucosa y 80 g de agua.

b) Porcentaje por volumen (V/V): Se refiere al volumen de soluto por cada 100 cc de solución.

Ejemplo: solución de alcohol al 45% V/V significa que contiene 45 cc de alcohol y 55 cc de solvente.

Ejemplo 1

Una solución contiene 40 g de azúcar en 65 g de solución. ¿Cuál es el porcentaje peso a peso de azúcar?

Solución

65 g de solución contienen 40 g de azúcar
100 g de solución tendrán X
X = 61,53%.

Ejemplo 2

¿Cuál es el porcentaje de peso a volumen de 215 cc de solución que contienen 72 gramos de cloruro de sodio?

Solución

215 cc de solución contienen 72 g de NaCl
100 cc de solución contienen X
X = 33,48%.

2. **Moralidad (M)**: Es el número de moles de soluto por cada litro de solución.

Una solución que contiene 3 moles de ácido sulfúrico en un litro de solución es 3 molar o 3 M. Una de 4 moles de HNO_3 en 2 litros de solución es 2 molar o 2 M.

En estas soluciones se tiene en cuenta el volumen total de solución y no el del solvente. Se preparan tomando el peso deseado de soluto y completando el volumen al valor requerido adicionando solvente.

Ejemplo 1

Hallar la molaridad de una solución cuando se disuelven 19 gramos de $Ca(OH)_2$ en 0,5 litros de solución.

Solución

Convertimos los 19 g de $Ca(OH)_2$ a moles de $Ca(OH)_2$

$$n = \frac{g}{M} = \frac{19 \text{ g de } Ca(OH)_2}{74{,}09 \text{ g de } Ca(OH)_2} = 0{,}25 \text{ moles de } Ca(OH)_2$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Número de litros de solución}}$$

$$M = \frac{0{,}25 \text{ moles}}{0{,}5 \text{ litros}} = 0{,}5 \text{ moles/l}$$

M = 0,5 Molar.

Ejemplo 2

¿Qué peso en gramos de KOH se debe tomar para preparar 300 ml de solución 2,5 molar?

Solución

$$M = \frac{\text{Número de moles}}{\text{Volumen}} \; ; \; 2{,}5 \text{ mol/l} = \frac{\text{Número de moles}}{0{,}3 \text{ l}}$$

Número de moles = 2,5 mol/l • 0,3 l
Número de moles = 0,75 moles
1 mol de KOH pesa 56,1 g KOH
0,75 moles pesan X
X = 42,07 g de KOH.

3. **Normalidad (N)**: Número de equivalentes-gramo de soluto en un litro de solución. Una solución 2 normal de NaOH contiene 2 equivalentes-gramo de hidróxido en un litro de solución; una solución que contiene 3 equivalentes-gramo de ácido sulfúrico en 2 litros de solución es 1,5 normal o 1,5 N.

Equivalentes-gramo o equivalente químico: Es la cantidad de sustancia que puede combinarse con un átomo de hidrógeno. Para hallar esta cantidad se divide el peso molecular del ácido, base o sal sobre el número de hidrógenos (ácido), número de hidroxilos (bases) o total de cargas del catión (sales), respectivamente.

Ejemplo 1

Hallar la normalidad de una solución formada por 30 g de ácido nítrico en 0,7 litros de solución.

Solución

1 eq-g de HNO_3 = 63,014/1 = 63,014 gramos
1 eq-g de HNO_3 pesa 63,014 gramos
X pesarán 30 gramos
X = 0,47 eq-g.

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Número de equivalentes-gramo de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

$$= \frac{0{,}47 \text{ eq-g}}{0{,}7 \text{ l}}$$

N = 0,67 eq-g/l ó 0,67 normal.

Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de $Al(OH)_3$ son necesarios para preparar 900 ml de solución 3 normal?

Solución

$$N = \frac{\text{Número de eq-g}}{\text{Volumen}} \; ; \; 3 \text{ eq-g/H} = \frac{\text{Número de eq-g de soluto}}{0{,}9 \text{ l}}$$

Número de eq-gr = 2,7 eq-g.

Calculamos el peso del equivalente-gramo para el $Al(OH)_3$:

$$1 \text{ eq-g de } Al(OH)_3 = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Número de OH}} = \frac{78 \text{ g}}{3} = 26 \text{ g}$$

1 eq-g de $Al(OH)_3$ pesa 26 g
2,7 eq-g de $Al(OH)_3$ pesarán X

X = 70,2 g de $Al(OH)_3$.

Molalidad (m): Se refiere al número de moles de soluto por cada kilogramo de solvente. Por ejemplo, una solución que contiene 4 moles de KCl en 1.000 g de agua es 4 molal o 4 m; si contiene 6 moles de KCl en 4 Kg de agua es 1,6 molal.

Ejemplo 1

¿Cuántos gramos de $AgNO_3$ se deben agregar a 100 gramos de agua para preparar una solución 0,1 molal?

Solución

Peso fórmula del $AgNO_3$ = 170 g.

$$\text{molalidad} = \frac{\text{Número de moles de soluto}}{\text{Volumen de solvente}} ;$$

$$0{,}1 \text{ mol/Kg} = \frac{\text{No. de moles}}{0{,}1 \text{ Kg}}$$

No. de moles de $AgNO_3$ = 0,01 moles
1 mol de $AgNO_3$ pesa 170 g
0,01 moles pesarán X

X = 1,7 g de $AgNO_3$.

Ejemplo 2

Hallar la molalidad de una solución de 40 g de NaOH en 820 g de solvente.

Solución

Se hace la conversión de 40 g de NaOH a moles de NaOH
1 mol de NaOH pesa 39,99 g de NaOH
X pesarán 40 g de NaOH
X = 1 mol de NaOH

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de solvente}} = \frac{1 \text{ mol NaOH}}{0{,}820 \text{ Kg}} = 1{,}2 \text{ mol/Kg}$$

X = 1,2 molal.

Titulación

Es un procedimiento para determinar la cantidad de una solución de concentración conocida que reacciona completamente con una cantidad dada de una solución de concentración desconocida.

Acidimetría y alcalimetría: Experiencias que miden la valoración de un ácido o de una base respectivamente.

Se basan en que **un equivalente-gramo de un ácido neutraliza un equivalente-gramo de una base.**

Ejemplo 1

¿Cuál es la normalidad de una solución de MCl si 60 ml de la solución ácida son neutralizados por 100 ml de solución 0,2 N de KOH?

Solución

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$$

$$N_a = \frac{V_b \cdot N_b}{V_a} \Rightarrow N_a = \frac{100\ \text{ml} \cdot 0{,}2\ \text{N}}{60\ \text{ml}}$$

$$\mathbf{N_a = 0{,}33\ N.}$$

Ejemplo 2

Determine la normalidad de una solución de HNO_3 si al titular 10 ml de ella con NaOH 0,10 N se gastaron 8 ml de dicha base.

Solución

$$N_a = \frac{V_b \cdot N_b}{V_a} \Rightarrow N_a = \frac{8\ \text{ml} \cdot 0{,}10\ \text{N}}{10\ \text{ml}} = 0{,}080\ \text{N}$$

N de HNO_3 = 0,080 N.

Propiedades coligativas de las soluciones

Las propiedades de las soluciones que dependen del número de moles de soluto en determinada cantidad de solvente se denominan coligativas y son: presión de vapor, punto de congelación, punto de ebullición y presión osmótica.

1. Presión de vapor: Los solutos no volátiles originan un descenso en la presión de vapor del solvente.

Ley de Raoult: "El descenso de la presión de vapor de un solvente líquido es proporcional a la fracción molar del soluto".

$$\Delta P = P_a \cdot N_s$$

ΔP : diferencia entre la presión del solvente y la solución.

Pa : presión de vapor del solvente.

Ns : fracción molar del soluto.

Ejemplo 1

Se disuelven 18 g de glucosa en 360 g de agua a 25°C; calcular el descenso en la presión de vapor. Presión de vapor del agua a 25°C = 23,8 mm de Hg.

Solución

Convertimos los pesos de glucosa y de agua a moles:

1 mol de glucosa	pesa	180 g	
X	pesarán	18 g	X = **0,1 mol glucosa**
1 mol de H_2O	pesa	18 g	
X moles	pesarán	360 g	X = **20 moles de H_2O**

La fracción molar del soluto es:

$$N_s = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Total de moles}}; \frac{0{,}1}{0{,}1 + 20} = 4{,}97 \cdot 10^{-3}$$

$\Delta P = 23{,}8 \text{ mm Hg} \cdot 4{,}97 \cdot 10^{-3} = 1{,}18 \cdot 10^{-1} \text{ mm Hg}$

$\Delta P = 1{,}18 \cdot 10^{-1}$ **mm Hg.**

2. **Puntos de congelación y de ebullición**: Los solutos no volátiles causan **disminución** en el punto de congelación y **aumento** en el punto de ebullición del solvente. **Una mol, de un soluto no electrolito disuelto en 1.000 gramos de un solvente ocasiona una disminución y un aumento en los puntos de congelación y ebullición, respectivamente, que siempre es constante:**

$$\Delta T_c = K_c \cdot m \ ; \ \Delta T_e = K_e \cdot m$$

ΔT = variación de la temperatura.
m = molalidad de la solución.
K_c = **constante crioscópica.**
K_e = **constante ebulloscópica.**

Ejemplo 1

¿A qué temperatura congelará una solución acuosa de urea que se ha preparado disolviendo 30 g de urea en 200 ml de agua? $K_c = -1{,}86°C$.

Solución

Encontramos la molalidad de la solución:

1 mol de urea	pesa	60 g
X	pesarán	20 g

X = 0,33 moles de urea

$$\text{molalidad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de solvente}} = \frac{0{,}33 \text{ moles}}{0{,}2 \text{ Kg}} = 1{,}65 \text{ mol/Kg}$$

m = 1,65 molal.

$\Delta T_c = K_c \cdot m \qquad \Delta T_c = -1{,}86°C \cdot 1{,}65$

$\Delta T_c = -3{,}07°C.$

Ejemplo 2

¿A qué temperatura ebullirá una solución formada por 30 gramos de levulosa y 300 gramos de agua cuando la presión es de 1 atm? K_e del agua = 0,52°C. Punto de ebullición del agua = 100°C.

Solución

Convertimos los gramos de soluto a moles:

1 mol de levulosa	pesa	180 g
X moles	pesarán	30 g

X = 0,166 moles de levulosa

$$\text{molalidad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de solvente}} = \frac{0{,}166 \text{ moles}}{0{,}3 \text{ Kg}}$$

m = 0,55 mol/Kg

$\Delta T_e = K_e \cdot m \Rightarrow \Delta T_e = 0{,}52°C \cdot 0{,}55$

$\Delta T_e = 0{,}286°C.$

Punto de ebullición de la solución = 100°C + 0,286°C.

Resp. = **100,286°C.**

Masas moleculares: La determinación de los puntos de congelación y de ebullición de las soluciones de solutos no volátiles y no electrolitos, permite calcular las masas moleculares de los solutos.

Experimentalmente se ha comprobado que por cada mol de soluto que se edicione a 1.000 gramos de agua, el punto de congelación de ésta disminuye en **1,86°C** y el punto de ebullición aumenta en **0,52°C**. Esto se debe a que agregamos moléculas al recipiente que contiene las moléculas del solvente, lo cual dificulta el choque entre ellas, disminuyendo la posibilidad que se incorporen al estado sólido. Por otra parte, por hallarse un mayor número de moléculas, se requiere mayor energía, lo que determina aumento en el punto de ebullición. El descenso o aumento es característico para cada solvente y se conoce como constante crioscópica y constante ebulloscópica respectivamente. Así, para el agua K_c = **1,86°C**; K_e = **0,52°C.**

$$\text{Masa molecular} = \frac{K_c \cdot \text{g de soluto} \cdot 1.000 \text{ g de solvente}}{\Delta T \cdot \text{g de solvente}}$$

(descenso)

$$\text{Masa molecular} = \frac{K_e \cdot \text{g de soluto} \cdot 1.000 \text{ g de solvente}}{\Delta T \cdot \text{g de solvente}}$$
(aumento)

Ejemplo 1

Una solución que contiene 22,5 g de un soluto no volátil y 250 g de agua, congela a −0,93°C. ¿Cuál es el peso molecular del soluto?

$$M = \frac{1{,}86°C \cdot 22{,}5 \text{ g} \cdot 1.000 \text{ g de agua}}{0{,}93°C \cdot 250 \text{ g agua}}$$

M = 180 gramos de soluto.

Ejemplo 2

Una solución que contiene 10 g de soluto en 50 g de tetracloruro de carbono ebulle a 81,5°C. Calcular la masa molecular del soluto. K_e del CCl_4 = 5°C. Punto de ebullición del CCl_4 puro = 76,8°C.

$$M = \frac{K_e \cdot \text{g de soluto} \cdot 1.000 \text{ g de } CCl_4}{T \cdot \text{g de solvente}}$$

$$= \frac{5°C \cdot 10 \text{ g} \cdot 1.000 \text{ g de } CCl_4}{4{,}7°C \cdot 50 \text{ g } CCl_4}$$

M = 212,8 gramos.

3. **Presión osmótica**: El paso de un solvente líquido a través de una membrana semipermeable, de una solución de menor concentración a otra de mayor concentración, se denomina **ósmosis**. La presión externa que debe aplicarse sobre la membrana para impedir la ósmosis se llama **presión osmótica.**

La presión osmótica es directamente proporcional a la temperatura absoluta y a la concentración del soluto:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \qquad M = \frac{n}{v}$$

π = Presión osmótica.
R = constante de los gases.
M = molaridad de la solución $= \frac{n}{v}$.
T = temperatura absoluta.
V = volumen en litros.
n = número de moles.

También:

$$\pi \cdot v = n \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{n}{v} R \cdot T$$

Ejemplo 1

¿Cuál es la presión osmótica de una solución cuando se disuelven 30 gramos de urea en 200 ml de solución a una temperatura de 20°C?

Solución

1 mol de úrea	pesa	60 g
X moles	pesarán	30 g

X = 0,5 moles úrea

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$\pi = \frac{0{,}5 \text{ mol} \cdot 0{,}0821 \cdot \text{atm}/{}^\circ K \cdot \text{mol} \cdot 293^\circ K}{0{,}2 \text{ litros}} = 60 \text{ at}$$

π = **60 at.**

Ejemplo 2

¿Qué presión osmótica tendrá una solución 0,01 M a una temperatura de 30° C?

Solución

$\pi = M \cdot R \cdot T.$

$\pi = 0{,}01 \text{ mol/l} \cdot 0{,}082 \text{ l} \cdot \text{atm}/{}^\circ K \cdot \text{mol} \cdot 303^\circ K$

π = **0,25 atm.**

EQUILIBRIO QUIMICO

Al ocurrir una reacción química, ésta puede ser instantánea; los reaccionantes se transforman en fracciones mínimas de tiempo, por ejemplo, cuando se ponen en contacto soluciones de cloruro de sodio y nitrato de plata. En otros, la reacción es lenta, los reaccionantes se transforman poco a poco, por ejemplo, cuando se hace reaccionar un metal (Zn, Fe) con un ácido (HCl, H_2SO_4).

La cantidad de sustancia que se transforma o se forma en la unidad de tiempo se llama **velocidad de reacción.**

La velocidad de una reacción es afectada por algunos factores como:

1. **El estado de división y la concentración de los reaccionantes**: Un sólido finamente dividido o en solución reacciona con mayor rapidez.
2. **Los catalizadores**: Un catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción sin sufrir cambios permanentes.
3. **La temperatura**: Al aumentar ésta, la reacción se realiza en menor tiempo.
4. **La presión**: Tiene influencia cuando los reaccionantes se encuentran en estado gaseoso.

Reacción reversible

En la mayoría de los procesos químicos se establece un equilibrio, consistente en que no hay cambios en las concentraciones molares de los reaccionantes ni en los productos, siempre y cuando se conserven las condiciones en las cuales se verifica la reacción.

Toda reacción en donde se establezca equilibrio es reversible.

Las reacciones reversibles se pueden generalizar por medio de la ecuación:



$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Al iniciarse la reacción reversible ésta se desplaza de los reaccionantes a los productos, disminuyendo la concentración de los reactivos y aumentando la concentración de los productos. Cuando se llega al equilibrio, los productos reaccionan y se forman los reaccionantes. En este estado la reacción se realiza en los dos sentidos.

Constante de equilibrio

$$Ke = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Ejemplo 1

Para la ecuación:



$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$$

las concentraciones en equilibrio son 0,05 moles/litro para N_2O_4 y 0,017 moles/litro para el NO_2. Calcular la constante de equilibrio.

Solución

$$Ke = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

$$Ke = \frac{(0{,}017)^2}{(0{,}05)} = 0{,}00578$$

$$\mathbf{Ke = 5{,}78 \cdot 10^{-3}.}$$

Ejemplo 2
Para la reacción:



$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

la constante de equilibrio es $6{,}4 \cdot 10^{-2}$ a 25°C. ¿Cuál será la concentración de PCl_5 en equilibrio con 0,025 moles/litro de PCl_3 y 0,025 moles/litro de Cl_2?

Solución

$$Ke = \frac{[PCl_3] \cdot [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$0{,}064 = \frac{(0{,}025 - (0{,}025)}{(PCl_5)}$$

$$[PCl_5] = \frac{(0{,}025)\ (0{,}025)}{0{,}064} = 0{,}0097$$

$$[PCl_5] = 0{,}0097 \text{ moles/litro}$$

$$\mathbf{[PCl_5] = 9{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ moles/litro.}}$$

Soluciones de electrolitos

Existen sustancias como los ácidos, las bases y las sales que en solución acuosa conducen la corriente eléctrica.

Electrolitos: Son solutos que al disolverse se ionizan y producen soluciones conductoras de la corriente eléctrica.

Electrolitos fuertes: Son aquellos solutos que forman soluciones buenas conductoras de la corriente porque se ionizan casi al 100%. Ejemplos: NaCl, H_2SO_4, HNO_3, NaOH, HCl, $Ca(OH)_2$.

Electrolitos débiles: Solutos que se ionizan en pequeña cantidad y, por lo tanto, forman soluciones malas conductoras. Ejemplos: H_2O, NH_4OH, H_2CO_3, HCN, ácido acético, etc.

No electrolitos: Sustancias que en solución acuosa no conducen la corriente eléctrica. Ejemplos: alcohol, glucosa, etc.

Disociación de ácidos, bases y sales

Los electrolitos son solutos que se ionizan fácilmente, debido a su estructura, para producir la disociación.

Acidos: En su interacción con el agua los ácidos se disocian suministrando **hidrogeniones** (H^+) y el anión que puede ser un **radical halogénico o un halogenuro**. Ejemplo:



$$HCl \xrightarrow{\text{en agua}} H^+ + Cl^-$$

Hay casos en donde el ácido suministra varios hidrogeniones pero en diversas etapas, por ejemplo, el ácido sulfúrico que es diprótico. Ejemplo:

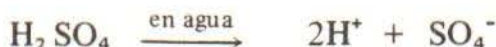


1. $$H_2SO_4 \xrightarrow{\text{en agua}} H^+ + HSO_4^-$$



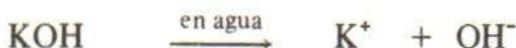
2. $$HSO_4 \longrightarrow H^+ + SO_4$$

Reacción total:

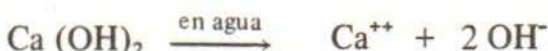


$$H_2SO_4 \xrightarrow{\text{en agua}} 2H^+ + SO_4^-$$

Bases: La disociación de las bases ocurre **suministrando hidroxiliones**, iones hidroxilo OH^-. Ejemplos:



$$KOH \xrightarrow{\text{en agua}} K^+ + OH^-$$

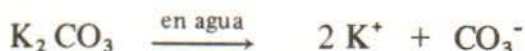


$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{\text{en agua}} Ca^{++} + 2\,OH^-$$

Sales: Se disocian suministrando uno o más **iones metálicos positivos** y uno o más **iones negativos**. Ejemplos:



$$NaCl \xrightarrow{\text{en agua}} Na^+ + Cl^-$$



$$K_2CO_3 \xrightarrow{\text{en agua}} 2\,K^+ + CO_3^-$$



$$Na_3PO_4 \xrightarrow{\text{en agua}} 3\,Na^+ + PO_4^{-3}$$

Grado de disociación: Es la razón entre el número de moles que se disocian y el total de moles. Se multiplica por 100 para expresarlo en porcentaje:

$$\textbf{Grado de disociación} = \frac{\textbf{Número de moles que se disocian}}{\textbf{Número total de moles}} \cdot 100$$

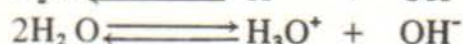
Notación y nomenclatura de iones

Cationes	Nombres	Aniones	Nombres
H^+	Ion hidrógeno	Cl^-	Ion cloruro
K^+	Ion potasio	Br^-	Ion bromuro
Na^+	Ion sodio	$S^=$	Ion sulfuro
Fe^{++}	Ion ferroso	OH^-	Ion hidroxilo
NH_4^+	Ion amonio	$SO_3^=$	Ion sulfito
Ni^{++}	Ion niqueloso	PO_4^{-3}	Ion fosfato
Fe^{+++}	Ion férrico	I^-	Ion yoduro
Cu^+	Ion cuproso	NO_2^-	Ion nitrito
Cu^{++}	Ion cúprico	NO_3^-	Ion nitrato
H_3O^+	Ion hidronio	HCO_3^-	Ion bicarbonato
Al^{+3}	Ion aluminio	$SO_4^=$	Ion sulfato
Ca^{++}	Ion calcio	$CO_3^=$	Ion carbonato
Au^+	Ion auroso	ClO_2^-	Ion clorito
Au^{+++}	Ion aúrico	ClO_3^-	Ion clorato
Ag^+	Ion plata	ClO_4^-	Ion perclorato
Mg^{++}	Ion magnesio	ClO^-	Ion hipoclorito

Equilibrio de ionización del agua



$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$



$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

El grado de disociación del agua es muy bajo. La concentración del ión hidrógeno en agua pura es de $1 \cdot 10^{-7}$

$$Kd = \frac{[H^+]\ [OH^-]}{[H_2O]} \rightarrow Kd\ [H_2O] = \mathbf{Kw} = \mathbf{1 \cdot 10^{-14}}$$

$Kw = [H^+]\ [OH^-]$ Producto iónico del agua

Las concentraciones de los iones hidrógeno e hidroxilo son iguales, porque cada mol de agua suministra una mol de cada uno de dichos iones:

$[H^+]\ [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ ó $[X] \cdot [X] = 1 \cdot 10^{-14}$

$X = 1 \cdot 10^{-7}$ moles/litro en el equilibrio

$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$.

Constante de disociación

Es igual al producto de la concentración de los iones sobre la concentración del soluto no disociado.

Disociación de un ácido



$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

$$Kd = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Disociación de una base



$$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$$

$$Kd = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]}$$

Ejemplo

La constante de disociación para el ácido cianhídrico es $4{,}9 \cdot 10^{-10}$. Calcular la concentración molar de las diferentes especies en equilibrio y el grado de disociación en una solución 0,02 M de dicho ácido.

Solución

La ecuación para la disociación del HCN es:



$$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$$

Cada mol de HCN que se disocia produce 1 mol de H^+ y una mol de CN^-. Si se disocian X moles de HCN se producirán X moles de H^+ y X moles de CN^-, quedando 0,02 M-X moles de HCN. En el equilibrio se tiene:

$[HCN]$: $0{,}02 - X$

$[H^+]$: X

$[CN^-]$: X

La constante de disociación está dada por:

$$Kd = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]}$$ reemplazando:

$$Kd = \frac{[X] \cdot [X]}{[0{,}02 - X]} = \mathbf{4{,}9 \cdot 10^{-10}}.$$

Para hacer más sencillo el cálculo se acostumbra a eliminar el valor de X en el denominador, quedando la ecuación así:

$$Kd = \frac{[X] \cdot [X]}{[0{,}02]} = \mathbf{4{,}9 \cdot 10^{-10}}$$

El valor de X es $3{,}13 \cdot 10^{-6}$.
Las concentraciones en equilibrio son:

[HCN] : $0{,}02 - 3{,}13 \cdot 10^{-6} = \mathbf{1{,}99 \cdot 10^{-2}}$
[H^+] : **3,13, · 10^{-6}**
[CN^-] : **3,13 · 10^{-6}**

$$\text{Grado de disociación} = \frac{1{,}99 \cdot 10^{-2}}{0{,}02} \cdot 100\% = \mathbf{99{,}5\%}.$$

Ejemplo 2

El grado de disociación del ácido acético en una solución 0,01 M es de 1,34%. ¿Cuál es su constante de disociación?

Solución

La ecuación para la disociación es:



$$CH_3COOH \rightleftarrows CH_3COO^- + H^+$$

$$Kd = \frac{[CH_3COO^-]\,[H^+]}{[CH_3COOH]}$$

De cada 100 moles		se disocian	1,34 moles de CH_3COOH
De	1 mol	se disocian	X moles de CH_3COOH

$$X = \frac{1{,}34 \cdot 0{,}1}{100} = 1{,}34 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Sin disociar quedan: $0{,}1 - 1{,}34 \cdot 10^{-3} = 0{,}0986$ moles.
En el equilibrio las concentraciones son:

[CH_3COOH] : 0,0986 M
[CH_3COO^-] : 0,00134 M
[H^+] : 0,00134 M

Reemplazando en la ecuación inicial:

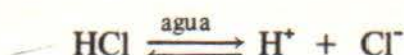
$$Kd = \frac{[0{,}00134] \quad [0{,}00134]}{[0{,}0986]}$$

$$\mathbf{Kd = 1{,}72 \cdot 10^{-5}}$$

Concepto de ácido y base

1. De Arrhenius

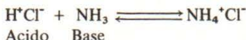
Acido: Sustancia que al disociarse en el agua produce iones H^+, **hidrogeniones**. Ejemplos: HCl, HBr, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4, etc.


$$HCl \xrightleftharpoons{agua} H^+ + Cl^-$$

Base: Sustancia que al disociarse en el agua da origen a iones **oxhidrilo, OH^-**. Ejemplos: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, NH_4OH, etc.


$$NaOH \xrightleftharpoons{agua} Na^+ + OH^-$$

2. **De Bronsted-Lowry**
Acido: Sustancia capaz de ceder protones (H^+).
Base: Sustancia capaz de recibir protones.


$$\underset{Acido}{H^+Cl^-} + \underset{Base}{NH_3} \rightleftharpoons NH_4^+Cl^-$$

3. **De Lewis**
Acido: Es toda sustancia (molécula o ion) que puede aceptar un par de electrones.
Base: Es toda sustancia (molécula o ion) que puede ceder un par de electrones.

Propiedades de los ácidos

1. Contienen hidrógeno.
2. En soluciones acuosas conducen la electricidad.
3. Enrojecen la tintura azul del tornasol.
4. Disuelven la mayoría de los metales con desprendimiento de hidrógeno.
5. Tienen sabor agrio.
6. Reaccionan con las bases originando sal y agua.

Propiedades de las bases

1. Al disolverlas en solución acuosa son electrolitos.
2. Son neutralizadas por los ácidos.
3. Hacen cambiar de rojo a azul el papel tornasol.
4. Dan color rojo con la fenolftaleína.
5. Al ionizarse producen iones oxidrilos (OH^-).
6. Tienen sabor a ceniza o lejía.

Potencial de hidrógeno (pH)

El agua pura es poco conductora de la corriente eléctrica, por lo tanto la cantidad de iones producida en su disociación es baja. En el agua la concentración de iones $[H^+]$ y $[OH^-]$ es igual a $1 \cdot 10^{-7}$ moles/litro. Dicha concentración de iones cumple la igualdad con el producto iónico así:

$$[H^+]\,[OH^-] : [1 \cdot 10^{-7}]\,[1 \cdot 10^{-7}] = 1 \cdot 10^{-14} = Kw$$

Si se conoce la concentración de uno de los dos iones en solución, la concentración del otro estará determinada por la igualdad anterior.

El método usado para expresar la concentración de iones hidrógeno es el potencial de hidrógeno, pH.

Potencial de hidrógeno: Es el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidrógeno.

$$pH = -\log\,[H^+]$$

También se puede expresar como el logaritmo del inverso de la concentración molar de iones hidrógeno.

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]}$$

Ejemplo 1

Calcular el pH del agua pura.

Solución

La concentración de iones hidrógeno en el agua es $1 \cdot 10^{-7}$ M.

$pH = -\log\ H^+$, reemplazando: $pH = -\log 1 \cdot 10^{-7}$

$pH = -\log 1 - (-7 \cdot \log 10) = (0) + (7 \cdot 1)$

$pH = 7.$

El agua pura, **pH = 7, es neutra.** Se toma como patrón para diferenciar las soluciones y clasificarlas en **ácidos** y **bases**, en la siguiente forma:

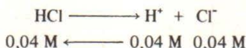
Concentración en H^+	Carácter	Concentración en OH^-
$> 10^{-7}$	Acido	$< 10^{-7}$
$= 10^{-7}$	Neutra	$= 10^{-7}$
$< 10^{-7}$	Base	$> 10^{-7}$

Ejemplo 2

Determinar el pH para una solución 0,04 molar de HCl.

Solución

El HCl es un ácido fuerte



$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$
$$0{,}04\ M \longleftarrow 0{,}04\ M \quad 0{,}04\ M$$

Por lo tanto, $[H^+] = 4 \cdot 10^{-2}$ moles/litro

$pH = -\log(4 \cdot 10^{-2}) = -\log 4 - \log 10^{-2}$

$= -\log 4 - (-2 \cdot \log 10) = -0{,}6 + 2 \cdot 1 = 1{,}4$

pH = 1,4.

Ejemplo 3

El grado de disociación del ácido acético en una solución 0,15 M es del 2%. Hallar el pH.

Solución

La ecuación para la disociación del ácido es:



$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

De cada	100 moles	se disocian	2 moles
De	0,15 moles	se disociarán	X moles

$X = 0{,}003$ moles $= 3 \cdot 10^{-3}$ moles disociadas.

El número de moles de iones hidrógeno producidas es igual al de moléculas disociadas, según la ecuación, es decir, $H^+ = 3 \cdot 10^{-3}$ M. Por tanto:

$pH = -\log(3 \cdot 10^{-3}) = -\log 3 - \log 10^{-3}$

$= -\log 3 - (-3 \cdot \log 10) = -0{,}47 + 3 \cdot 1 = 2{,}53$

pH = 2,53.

POH: Es el logaritmo negativo de la concentración de hidroxilo.

$$pOH = -\log[OH^-] \text{ ó } pOH = \log 1/[OH^-]$$

Ejemplo

Una solución tiene una concentración en iones hidroxilo de 10^{-4} M. Calcular el pOH.

Solución

$pOH = -\log[OH^-]$

$pOH = -\log 10^{-4}$

$pOH = -(-4) = 4$

pOH = 4.

Relación entre pH y pOH

$$[H^+]\ [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$-\log[H^+] - \log[OH^-] = -\log(1 \cdot 10^{-14})$, por lo tanto,

$$pH + pOH = 14$$

Ejemplo

Si el pH de una solución es 3,6, ¿cuál es el pOH?

Solución

$pH + POH = 14$

$pPH = 14 - pH$

$pOH = 14 - 3{,}6 = 10{,}4$

pOH = 10,4.

Medición del pH

Se puede realizar por medio de un **potenciómetro** o por medio de indicadores.

El **potenciómetro** es una pila donde uno de los electrodos es de hidrógeno; estos aparatos marcan con gran precisión el pH.

Los indicadores son sustancias que tienen la propiedad de cambiar de color dentro de un estrecho intervalo de pH.

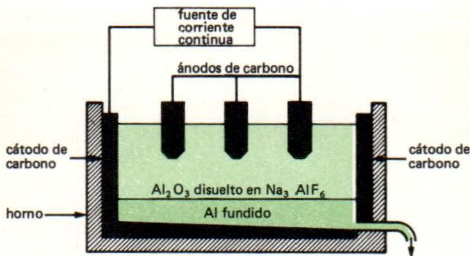
Indicador	pH al cual cambia	Color a pH menor	Color a pH mayor
Anaranjado de metilo	3 – 4,5	Rojo	Amarillo
Rojo de metilo	4,4 – 6,6	Rojo	Amarillo
Tornasol	6 – 8	Rojo	Azul
Fenolftaleína	8 – 10	Incoloro	Rojo
Timolftaleína	10 – 12	Incoloro	Azul

ELECTROQUIMICA

Estudia las reacciones que consumen o generan energía eléctrica. La corriente eléctrica es el paso de energía eléctrica a través de la materia por medio de cargas eléctricas.
Las cargas eléctricas para moverse necesitan de un **transportador** y de un **impulsor**. El transportador pueden ser los **electrones** en el caso de los metales, o los **iones** en las soluciones electrolíticas. El impulsor puede ser una **pila eléctrica** u otra **fuente** que genere energía eléctrica.
El circuito eléctrico mantiene la corriente y permite que las cargas originadas en el impulsor regresen a él. Cuando el circuito incluye un electrolito, en los electrodos se producen reacciones químicas.

Electrólisis

Es el consumo de energía eléctrica cuando ésta pasa por una solución electrolítica provocando reacciones electrolíticas. La electrólisis se verifica en una **celda electrolítica** (ver figura), donde la energía eléctrica se transforma en energía química.
Los **electrones llegan** a la celda por el **cátodo** (electrodo negativo) y **salen** por el **ánodo** (electrodo positivo).
Los **cationes** (iones positivos) son atraídos por el cátodo y cuando se ponen en contacto con él **reciben electrones** convirtiéndose en **átomos** del elemento. Por **ganar** electrones se **reducen**.



CELDA ELECTROLITICA

Los aniones (iones negativos) al llegar al **ánodo le suministran** a este los **electrones** que habían ganado para formarse. Como **ceden** electrones se **reducen.**

Si el electrolito fuese NaCl, compuesto iónico formado por Na^+ y Cl^-, las semirreacciones en la celda serían:



Cátodo $Na^+ + 1é \longrightarrow Na$

El sodio sufre una reducción al recibir un electrón.



Anodo $Cl^- \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_2 + 1é$

El cloro al ceder un electrón sufre una reducción.

Sumando las semirreacciones, la reacción total en la celda es:



$Na^+ + Cl^- \longrightarrow Na + \frac{1}{2}Cl_2$

En la electrólisis se produce una reacción de **óxido-reducción** por acción de la corriente eléctrica.

Leyes de Faraday

1. "La cantidad de un elemento dado que se libera en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la solución".
2. "Los pesos de los distintos elementos liberados por la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a sus equivalente químicos.

Las leyes de Faraday se comprueban experimentalmente en una celda electrolítica.

Equivalente electroquímico: Es la cantidad de sustancia liberada por un coulombio.

Un **faraday** es la cantidad de electricidad que libera un equivalente-químico de cualquier elemento. Un **faraday** es equivalente a **96.500 coulombios.**

Un **coulombio** es la cantidad de electricidad que pasa por un conductor en un segundo con la intensidad de un amperio:

$$q = I \cdot t$$

q = cantidad de electricidad.
I = intensidad.
t = tiempo en segundos.

Teniendo en cuenta las leyes de Faraday, se puede escribir:

$$q = I \cdot t = n \cdot F$$

n = número de equivalentes-químicos. Este número se calcula dividiendo los gramos de sustancia por el peso equivalente.

El **peso-equivalente** es la razón entre la masa atómica de un elemento y su valencia.

Ejemplo 1

Una celda electrolítica contiene una solución de nitrato de plata. Calcular los gramos de plata depositados en el cátodo al paso de una corriente de 0,5 amperios durante 7 minutos.

Solución

$$\text{Eq-q Ag} = \frac{107{,}8\ g}{1} = 107{,}8\ g$$

$$I \cdot t = n \cdot F \Rightarrow n = \frac{I \cdot t}{F}$$

$$\frac{g}{Eq \cdot q} = \frac{I \cdot t}{F} \Rightarrow g = Eq \cdot q \left(\frac{I \cdot t}{F}\right)$$

$$g = 107{,}87\ g \left(\frac{0{,}5\ amp \cdot 420 s}{96.500\ amp \cdot s}\right) = 0{,}23\ g$$

R = 0,23 g de Ag.

Ejemplo 2

¿Qué tiempo se requiere para depositar 0,5 g de cobre en el cátodo, a partir de sulfato cúprico, si la intensidad de la corriente es de 0,9 amperios?

Solución

$$t = n \cdot F/I$$

$$Eq \cdot q \cdot Cu = \frac{63{,}54\ g}{2} = 31{,}77\ g$$

$$n = \frac{0{,}5\ g}{31{,}77\ g} = 0{,}016$$

$$t = \frac{0{,}016 \cdot 96.500\ amp \cdot s}{0{,}9\ amp} = 1715{,}6\ s$$

R = 1715,6 segundos.

Pilas electroquímicas

Las pilas electroquímicas, o **celdas galvánicas**, son aparatos que generan corriente eléctrica a partir de una reacción de óxido-reducción.

Pila de Daniell: Consta de una barra de zinc colocada en una solución de $ZnSO_4$ y otra barra de cobre sumergida en una solución de sal cúprica. El Zn hace de ánodo y el Cu de cátodo.

Entre las soluciones salinas se coloca una pared porosa.

El zinc cede 2é por átomo, sufriendo oxidación.



$$\text{Anodo} \quad Zn^{\circ}_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(ac)} + 2é$$

El cobre recibe los electrones suministrados por el zinc, reduciéndose:

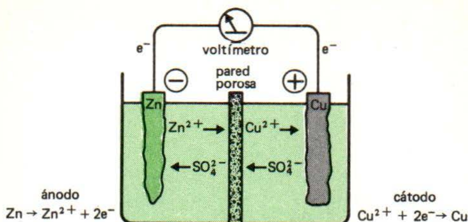


$$\text{Cátodo} \quad Cu^{+2}_{(ac)} + 2é \longrightarrow Cu^{\circ}_{(s)}$$

La suma de las semirreacciones en la celda es:



$$Zn^{\circ}_{(s)} + Cu^{+2}_{(ac)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(ac)} + Cu^{\circ}_{(s)}$$



CELDA DE DANIELL

Notación de una celda galvánica



Zn/Zn^{+2} //Cu^{+2} /Cu

El zinc (ánodo) está sumergido en iones Zn, el puente salino (//) conecta a la solución de ion cúprico y el cobre (cátodo) completa la celda galvánica.

Galvanostegia: Proceso mediante el cual se recubre la superficie de un cuerpo con una capa metálica.

Electrodo normal de hidrógeno: El hidrógeno disuelto en platino finamente dividido se puede utilizar como electrodo en las pilas galvánicas, pudiendo hacer de cátodo o de ánodo, según sea la corriente del flujo electrónico.

El electrodo normal de hidrógeno se tomó como patrón para determinar los **potenciales de oxidación** o **de reducción** de los metales, a éste se le asignó como **potencial cero voltios.**

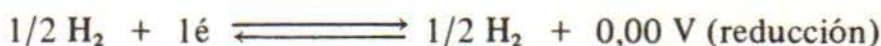
La suma algebraica de dos potenciales se llama potencial de electrodo o de semipila $E° = E°1 + E°2$.

Cuando el flujo de electrones va del metal al hidrógeno por el circuito externo el potencial es **positivo,** en caso contrario será **negativo.**

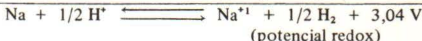
Ejemplo



$$Na \rightleftharpoons Na^{+1} + 1é + 3{,}04\ V \text{ (oxidación)}$$



$$1/2\ H_2 + 1é \rightleftharpoons 1/2\ H_2 + 0{,}00\ V \text{ (reducción)}$$



$$Na + 1/2\ H^+ \rightleftharpoons Na^{+1} + 1/2\ H_2 + 3{,}04\ V$$

(potencial redox)

E°: potenciales normales de oxidación o de reducción. Positivos oxidación, negativos reducción.

Los **potenciales normales** vienen dados para **soluciones 1 M.**

Ejemplo

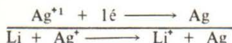
Calcular el potencial de la celda $Li/Li^{+}//Ag^{+}/Ag$; donde $E°1 = +3{,}04$ y $E°2 = +0{,}80$.

Solución



$Li \longrightarrow Li^{+1} + 1é$ $\qquad E°1 = +3{,}04\ V$

$E°2 = +0{,}80$



$Ag^{+1} + 1é \longrightarrow Ag$

$Li + Ag^{+} \longrightarrow Li^{+} + Ag$ $\qquad$ **E = + 3,84.**

Oxido-reducción

Es toda reacción que implica transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Número de oxidación: Es la carga que un átomo aparenta presentar cuando éste aumenta o disminuye su número de electrones.

Oxidación: Es cualquier cambio químico en el cual hay un aumento en el número de oxidación de algún elemento con pérdida de electrones.

Reducción: Es un cambio químico en el cual hay disminución en el número de oxidación de algún elemento con ganancia de electrones.

Reglas para determinar el número de oxidación

1. Todo elemento en estado libre tiene número de oxidación cero.

2. El número de oxidación del hidrógeno es de +1, excepto en los hidruros (−1).

3. El número de oxidación del oxígeno en los compuestos es de −2, excepto en los peróxidos (−1) y en el OF_2 (−2).

4. La suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto es igual a cero (0).

5. En un ion el número de oxidación es igual a su carga.

Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción

Ejemplo



$$Al_2O_3 + C + Cl_2 \longrightarrow CO + AlCl_3$$

1. Se determinan los números de oxidación de los elementos que sufren cambio, en el ejemplo C y Cl.



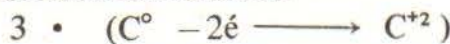
$$Al_2O_3 + C^{0} + Cl_2^{0} \longrightarrow {}^{+2}CO + AlCl_3^{-1}$$

2. Por los cambios en los números de oxidación se sabe cuáles son los elementos que se han oxidado y reducido y se procede a escribir ecuaciones iónicas:

sustancia oxidada: $(C^{0} - 2é \longrightarrow C^{+2})$, se oxida en 2

sustancia reducida: $(3Cl_2^{0} + 6é \longrightarrow 2Cl_3^{-1})$, se reduce en 3

3. Se multiplica en las ecuaciones el número de electrones por factores adecuados para que el total de electrones cedidos sea igual al total de electrones recibidos:



$$3 \cdot (C^{0} - 2é \longrightarrow C^{+2})$$



$$1 \cdot (3Cl_2 + 6é \longrightarrow 2\,Cl_3^{-1})$$

4. Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones fuera igual.



$$Al_2O_3 + 3C^{0} + 3Cl_2 \longrightarrow 3\,CO + 2\,AlCl_3$$

5. Por último se termina el balanceo por el método del tanteo. En este ejemplo como la ecuación quedó ajustada no es necesario este paso.

Ejemplo 2



$$Cu^{0} + H\overset{+5}{N}O_3 \longrightarrow + \overset{+2}{Cu}(NO_3)2 + \overset{+2}{N}O + H_2O$$

2 y 3. Sustancia oxidada: $3 \cdot (Cu^{0} - 2é \longrightarrow Cu^{+2})$, se oxida en 2

Sustancia reducida: $2 \cdot (N^{+5} + 3é \longrightarrow N^{+2})$, se reduce en 3



4. $3\,Cu + 2\,HNO_3 \longrightarrow 3\,Cu\,(NO_3)\,2 + 2\,NO + H_2O$



5. $3\,Cu + 8\,HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)2 + 2NO + 4H_2O$

La mayoría de los metales se encuentran en la naturaleza en forma de compuestos. Unos, muy escasos, se encuentran en estado libre como el oro, la plata, el platino.

Se definen con base en sus propiedades. Son elementos en su mayoría sólidos, poseen brillo característico, son buenos conductores térmicos y eléctricos. Los encontramos localizados hacia la parte izquierda de la tabla periódica.

Clasificación	Grupo	Miembros
Metales alcalinos	I A	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
Alcalinotérreos	II A	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
Metales nobles	I B	Cu, Ag, Au
Subgrupo del zinc	II B	Zn, Cd, Hg
Grupo del aluminio	III A	Al, Ga, In, Tl
Metales de transición	III B a	Primera serie de Sc a Ni
	VIII B	Segunda serie de Y a Pd,
		Tercera serie de Hf a Pt
Lantánidos		La a Lu
Actínidos		Ac a Lw

Propiedades físicas de los metales

Estado físico: Son sólidos a excepción del mercurio que es líquido, poseen brillo metálico.

Meleabilidad: Propiedad que poseen los metales para dejarse laminar. Los más maleables son: Au, Ag, Al, Cu, Sn.

Conductividad térmica y eléctrica: Tienen tendencia a ser buenos conductores del calor y la electricidad. Ejemplos: Ag, Au, Cu.

Ductilidad: Propiedad que poseen los metales para dejarse convertir en hilos. Ejemplos: Au, Ag, Pt, Al, Cu, Sn, Pb.

Propiedades químicas de los metales

Dependen de la configuración electrónica de cada elemento:

1. Tienden a ceder electrones, convirtiéndose en iones positivos.
2. Se combinan directamente con O, S y halógenos.
3. Los compuestos que contienen metales forman cationes cuando se disuelven dentro del agua.
4. Los óxidos de los metales y los hidróxidos solubles en agua forman soluciones básicas.
5. Pueden mezclarse entre sí para formar ligas o aleaciones.

Serie de actividades de los metales

<table>
<tr><th>Estado natural</th><th>Metales</th><th colspan="6">Reacciones</th></tr>
<tr><td rowspan="2">Nunca se encuentran libres en la naturaleza</td><td>K
Be
Ca
Na</td><td>Se combinan con hidrógeno formando hidruros: $2 Na + H_2 \rightarrow 2 NaH$</td><td>Reaccionan con agua dando H_2 e hidróxidas $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$</td><td rowspan="3">Reaccionan con vapor de H_2O dando H_2 y óxidos: $2 Al + 3 H_2O (g) \rightarrow Al_2O_3 + 3 H_2$</td><td rowspan="4">Desplazan hidrógeno de las soluciones acuosas de algunos ácidos: $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$</td><td rowspan="6">Se combinan fácilmente con el oxígeno: $2 Cu + O_2 \rightarrow 2 CuO$</td><td rowspan="3">Sus óxidos no son descompuestos por hidrógeno.</td></tr>
<tr><td>Mg
Al
Mn
Zn
Cr</td><td rowspan="6"></td><td rowspan="6"></td></tr>
<tr><td rowspan="2">Rara vez se encuentran libres</td><td>Fe</td></tr>
<tr><td>Cd
Co
Ni
Sn
Pb</td><td rowspan="4"></td><td rowspan="3">Sus óxidos son reducidos por H_2: $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$</td></tr>
<tr><td rowspan="2">Frecuentemente están libres</td><td>(H)</td><td rowspan="3"></td></tr>
<tr><td>Bi
Cu
Hg</td></tr>
<tr><td>Se encuentran libres</td><td>Ag
Pt
Au</td><td></td><td>Sus óxidos se descomponen a temp. altas</td></tr>
</table>

Metalurgia

Es el proceso para extraer los metales de los minerales que los contienen, su reducción y purificación, como también la fabricación de los productos derivados de ellos.

Metales nativos: Son aquellos que se encuentran en la corteza terrestre sin combinarse con otro elemento. Son químicamente poco activos. Ejemplos: oro, cobre, plata, platino, hierro.

Mena: Es cualquier mineral del que puede extraerse un metal. En general un proceso metalúrgico comprende las siguientes etapas: 1. **Concentración de la mena**. 2. **Composición química de la mena**. 3. **Extracción del metal**. 4. **Afinación del metal**.

Aleaciones: Son solubles de dos o más metales. Dos metales blandos forman una aleación dura.

La gran mayoría de los metales son solubles entre sí.

Las aleaciones que forma el mercurio con los metales se denominan **amalgamas**.

Grupo I A. Familia de los alcalinos

Elementos del grupo: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Configuración electrónica externa

$$\boxed{n\,s^1}$$

Ejemplos



$3^{Li} \longrightarrow 1s^2$ $\boxed{2s^1}$



$11^{Na} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\boxed{3s^1}$

Los elementos de este grupo son metales y constituyen el grupo más reactivo entre ellos. Ninguno de estos elementos se encuentra libre en la naturaleza y se preparan por electrólisis de sus sales fundidas.

El número de oxidación de los alcalinos es + 1.

El hidrógeno generalmente se sitúa como elemento perteneciente a este grupo por presentar un electrón en su nivel más externo, sin embargo, sus propiedades químicas son diferentes a los alcalinos.

Reacciones

1. **Reacción con los halógenos**: los metales se combinan vigorosamente apara formar **haluros alcalinos**:



$$2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$$ (cloruro de sodio)



$$2\,K + Br_2 \longrightarrow 2\,KBr$$ (bromuro de potasio)

2. **Con el hidrógeno**, reaccionan enérgicamente para formar **hidruros**:



$$2\,Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$ (hidruro de Na)



$$2\,K + H_2 \longrightarrow 2\,KH$$ (hidruro de K)

3. Los metales de grupo I A reaccionan fuertemente con el **agua** para formar **hidrógeno y una base**:



$$2\,Na + H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$



$$2\,K + H_2O \longrightarrow 2\,KOH + H_2\uparrow$$

4. Los metales alcalinos se deben guardar en una atmósfera seca o sumergidos en petróleo ya que **reaccionan violentamente con el agua** y **lentamente se oxidan con el aire**:



$$4\,Na + O_2 \xrightarrow{\text{aire}} 2\,NaO$$ (óxido de Na)

Preparación: Todos los elementos de este grupo se obtienen por electrólisis de sus cloruros o hidróxidos.
El sodio se obtiene por electrólisis del NaCl, por el proceso Downs. El método se basa en que el NaCl funde a 801°C pero mezclado con $CaCl_2$, el sodio fundido se recoge en aceite. El cloro que se obtiene simultáneamente se separa del sodio. La reacción en la celda se puede escribir así:



En el cátodo: $2\,Na^+ + 2\acute{e} \longrightarrow 2\,Na$



En el ánodo: $2\,Cl^- - 2\acute{e} \longrightarrow Cl_2$



Reacción total: $2\,Na^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow 2\,Na + Cl_2$

El potasio se prepara por reacción entre el sodio y el cloruro de potasio:



$$Na + KCl \longrightarrow NaCl + K$$

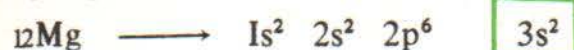
Grupo II A. Metales alcalinotérreos

Elementos del grupo: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra,
Configuración electrónica externa



ns^2

Ejemplos



$_{12}Mg \longrightarrow Is^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2}$



$_{20}Ca \longrightarrow Is^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{4s^2}$

En este grupo todos los elementos son **metales.** No se encuentran libres en la naturaleza por ser muy reactivos.
El número de oxidación de los alcalinotérreos es +2 y su actividad química crece a medida que aumenta el número atómico.

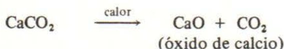
Reacciones

1. **Formación de óxidos**: Se combinan con el oxígeno para formar **óxidos-básicos**:



$$2\,Mg + O_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,MgO$$

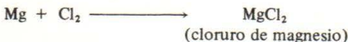
El óxido de calcio se forma por calentamiento de piedra caliza:



$$CaCO_2 \xrightarrow{calor} CaO + CO_2$$

(óxido de calcio)

2. **Formación de haluros**: La reacción de metal con un no metal forma **sólidos iónicos**:



$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$

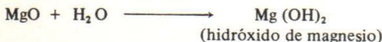
(cloruro de magnesio)



$$Ca + Br_2 \longrightarrow CaBr_2$$

(bromuro de calcio)

3. **Formación de hidróxidos**: Los óxidos de cada uno de los metales alcalinotérreos, con excepción del óxido de berilio, son óxidos básicos que por adición de agua forman bases:



$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

(hidróxido de magnesio)



$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

(hidróxido de calcio)

Preparación: Los metales del grupo II A se obtienen por electrólisis de los cloruros fundidos.
El magnesio se obtiene, la mayor parte, del agua de mar. Se extrae en forma de cloruro magnésico el cual se funde y se somete a la electrólisis para obtener magnesio metálico:



$$Mg^{+2} + 2\,Cl^{-} \longrightarrow Mg + Cl_2$$

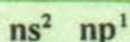
El cloro se desprende en el ánodo, se recoge y se convierte en ácido clorhídrico.
2. El calcio se obtiene, además del proceso electrolítico, por reducción del óxido de calcio con Al:



$$3\,CaO + 2\,Al \longrightarrow Al_2O_3 + 3Ca$$

Grupo III A. Familia del boro

Elementos que lo forman: B, Al, Ga, In, Tl.
Configuración electrónica externa:

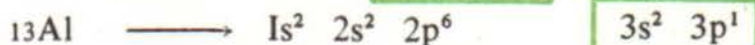


$$ns^2\ np^1$$

Ejemplos



$_5B \longrightarrow 1s^2$ $\boxed{2s^2\ 2p^1}$



$_{13}Al \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\boxed{3s^2\ 3p^1}$

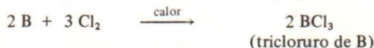
En este grupo hay diferencias importantes. El boro es un semimetal; forma compuestos por enlaces covalentes. Junto con el hidrógeno forma los compuestos llamados **boranos**. El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre, se halla formando diversos minerales como bauxita (Al_2O_3).
Los demás elementos con excepción del boro se clasifican como metales.

Reacciones del boro

1. A temperatura alta **reacciona con el O_2** para dar **óxido bórico**, y con el **cloro** y el **bromo** forma **trihaluros**:

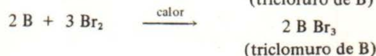


$$4\,B + 3\,O_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2\,B_2O_3$$



$$2\,B + 3\,Cl_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2\,BCl_3$$

(tricloruro de B)

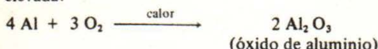


$$2\,B + 3\,Br_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2\,BBr_3$$

(triclomuro de B)

Reacciones del aluminio

1. **Formación de óxido**: Se combina con el O_2 a temperatura elevada:



$$4\,Al + 3\,O_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2\,Al_2O_3$$

(óxido de aluminio)

2. **Formación de haluros**: Se forman por combinación directa con los halógenos:



$$2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$$



$$2\,Al + 3\,Br_2 \longrightarrow 2\,AlBr_3$$

3. **El aluminio es anfótero**: Reacciona tanto con ácidos como con bases:

a. Reacción con ácidos:



$$2\,Al + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$$

b. Reacción con bases:



$$2\,Al + 2\,NaOH + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaAlO_2 + 3\,H_2$$

(aluminio de sodio)

Preparación del aluminio: Se obtiene por el proceso Hall-Heroult. El equipo empleado desempeña doble función: hornos eléctricos en donde se funde la criolita y además funciona como cuba electrolítica.

Después de que el Al_2O_3 se disuelve en la criolita fundida, en donde se disocia



$$Al_2O_3 \xrightarrow[\text{criolita}]{\text{calor}} 2\,Al^{+3} + 3\,O^{-2}$$

la electrólisis deposita aluminio en el cátodo de carbón que recubre la celda. Al mismo tiempo se desprende oxígeno en el ánodo de grafito. Las siguientes ecuaciones explican el mecanismo de la reacción y el proceso de óxido-reducción:



Cátodo: $4\,Al^{+3} + 12\,é \longrightarrow 4\,Al$



Anodo: $6\,O^{-2} - 12\,é \longrightarrow 3\,O_2$



$3\,C + 3O_2 \longrightarrow 3\,CO_2$

Por realizarse el proceso a altas temperaturas, el oxígeno reacciona consumiendo el ánodo de grafito. El proceso es continuo.

Se agrega Al_2O_3, se extrae Al y de vez en cuando se reemplaza el ánodo de carbón.

Elementos de transición

Los metales de transición ocupan los ocho subgrupos centrales de la tabla periódica, distribuidos en 10 columnas.

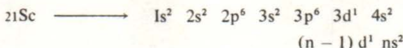
Características de los elementos de transición: Poseen orbital "d" incompleto.

Elementos:	Sc, Ti, V, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn	4o. período
	Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd	5o. período
	La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg,	6o. período
	Ac	7o. período

Configuración electrónica externa

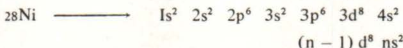
$$(n-1)\,d^{1-9}\,ns^2$$

Ejemplos



$_{21}Sc$ ⟶ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$

$(n-1)\,d^1\ ns^2$



$_{28}Ni$ ⟶ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^8\ 4s^2$

$(n-1)\,d^8\ ns^2$

Tienen orbitales "d" de valencia: En los períodos 4o., 5o. y 6o. aparecen orbitales 3d, 4d y 5d respectivamente. El 6o. y 7o. períodos disponen los elementos de "transición interna", **lantánidos y actínidos**, en los que se llenan orbitales "f".

El aumento sucesivo de electrones en los distintos elementos de transición tiene lugar en capas interiores y no en capas externas.

La configuración electrónica externa del calcio, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$, se conserva en los elementos de transición; el siguiente electrón (Sc 21) se sitúa en el orbital 3d; dichos orbitales son 5 y, por tanto, tenemos espacio para 10 electrones, con lo que sucesivamente se forman los diez elementos del período: Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu y Zn.

Propiedades físicas y químicas

1. Los elementos de transición correspondientes a un mismo período tienen mayores semejanzas que las que se pueden encontrar dentro de cada grupo.

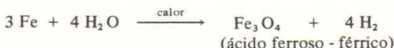
2. Poseen pocos electrones en la capa externa y por ello presentan propiedades metálicas.
3. Forman compuestos con variados números de oxidación, pues los electrones 4s y 3d son aptos para enlaces químicos.
4. Por presentar los orbitales electrones sin aparear, presentan propiedades paramagnéticas.
5. Los cationes de estos elementos transmiten a las soluciones carácter ácido.

Hierro, cobalto y níquel

Estos tres elementos forman la llamada "triada de hierro". Sus propiedades son semejantes entre sí. Tienen dos electrones de valencia. Estos elementos presentan estados de oxidación + 2 y + 3.

Propiedades del hierro: Es un metal de color blanco grisáceo, dúctil y maleable, en presencia de la humedad se oxida fuertemente formando óxido férrico (orín).

Al rojo vivo, el hierro descompone el vapor de agua con desprendimiento de H_2 :



$$3\,Fe + 4\,H_2O \xrightarrow{\text{calor}} Fe_3O_4 + 4\,H_2$$

(ácido ferroso - férrico)

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo disuelven, liberando H_2 :



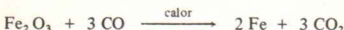
$$2\,Fe + 6\,HCl \longrightarrow 2\,FeCl_3 + 3\,H_2$$

Preparación: Consiste en reducir el óxido a hierro en un alto horno.

Los cambios químicos que ocurren no son muy claros. Sin embargo, se cree que las reacciones que conducen a su formación son:



$$2\,C + O_2 \xrightarrow{\text{calor}} 2\,CO$$

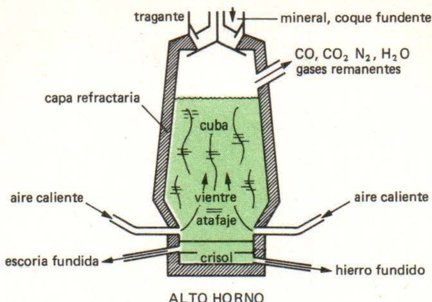


$$Fe_2O_3 + 3\,CO \xrightarrow{\text{calor}} 2\,Fe + 3\,CO_2$$



$$Fe_3O_4 + 4\,CO \longrightarrow 3\,Fe + 4\,CO_2$$

El horno se carga con óxido férrico, hulla y caliza. La temperatura varía desde 200°C hasta cerca de 1.400°C.



ALTO HORNO

Fabricación del acero

Con el nombre de acero se conoce una amplia gama de aleaciones de hierro con carbono y otros elementos como níquel, cromo, vanadio, molibdeno y tugsteno, elementos que le dan características especiales. En el acero la proporción de carbono varía entre 0,04 y 2,5%.

Según el contenido de carbono los aceros se clasifican en:

1. **Aceros dulces**: Su contenido es menor del 0,2%, son maleables y dúctiles.

2. **Aceros medios**: Son más tenaces que los anteriores y se emplean en la fabricación de rieles y vigas.

3. **Aceros de alto contenido de carbono**: Contienen más del 0,6% de carbono, son de gran dureza, se utilizan en la fabricación de cuchillos, instrumentos de cirugía, broches, etc.

4. **Aceros especiales o de aleación**: Son los que contienen cantidades apreciables de otros elementos. Ejemplos: acero al manganeso con alta dureza; acero al cromo-vanadio, tenaz y elástico; aceros inoxidables que generalmente contienen cromo y níquel; aceros rápidos que contienen molibdeno y tugsteno.

EVALUACION

1. El comportamiento de un gas real se aproxima al ideal cuando:

a) El volumen es bajo
b) La temperatura es alta
c) La presión es alta
d) Los tres casos anteriores.

2. Si se duplica el número de moles, la presión y la temperatura absoluta de un gas, su volumen:

a) Se duplica
b) Se cuadruplica
c) Se reduce a la mitad
d) Se triplica.

3. La propiedad que exhiben ciertas sustancias de cristalizar en dos o más formas se denomina:

a) Isomorfismo
b) Polimería
c) Isotropía
d) Polimorfismo.

4. Los líquidos se asemejan a los gases en que:

a) Ambos se adaptan al recipiente que los contiene en volumen
b) Se adaptan al recipiente que los contiene en forma
c) Se difunden rápidamente
d) Son fácilmente compresibles.

5. La molaridad de una solución se define como:

a) Moles de soluto por cada kilogramo de solvente
b) Moles de soluto por cada litro de solvente
c) Moles de soluto por cada kilogramo de solución
d) Moles de soluto por cada litro de solución.

6. Un coloide cuya fase dispersa es sólida y su medio dispersante es líquido se denomina:

a) Sol sólido
b) Aerosol líquido
c) Aerosol sólido
d) Sol.

7. Una propiedad característica de los gases es la:

a) Energía cinética
b) Solubilidad
c) Compresibilidad
d) Incompresibilidad.

8. Produce un ácido al disociarse en el agua:
a) Azufre
b) Hidrogeniones
c) Oxido de calcio
d) Oxido ferroso.

9. Un gas está conformado por infinidad de partículas llamadas:
a) Atomos
b) Moléculas
c) Electrones
d) Iones.

10. Atomos y grupos de átomos que presentan cargas eléctricas libres se denominan:
a) Iones
b) Electrones
c) Sólidos iónicos
d) Cationes.

11. Cuando en una cantidad fija de solvente se ha disuelto el máximo de soluto que puede admitir, su concentración se llama:
a) Solución insaturada
b) Solución saturada
c) Disolución
d) Solución sobresaturada.

12. Volúmenes iguales de gases, medidos a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. Esta hipótesis fue enunciada por:
a) Boyle
b) Lavoisier
c) Charles
d) Avogadro.

13. Una reacción química en la cual se pierden electrones, recibe el nombre de:
a) Reducción
b) Combinación
c) Oxido-reducción
d) Oxidación.

14. Una definición de ácido es:
a) Sustancia que puede ceder protones
b) Sustancia que puede ceder electrones
c) Sustancia que puede ganar electrones
d) Sustancia que vuelve azul el tornasol rojo.

15. Cuando no ocurren más cambios en un sistema de reacción química, se afirma que hay:
a) Energía de activación
b) Liberación de energía
c) Estado de equilibrio
d) Poca cantidad de calor.

16. A una atmósfera y 0 grados centígrados 44,8 litros de un gas contienen:
a) 2 moles de gas
b) 0,082 moles de gas
c) 0,6 moles de gas
d) 1 mol de gas.

17. Exhibe una mayor reactividad con el agua:
a) Ba
b) K
c) S
d) Mg.

18. El pH de una solución $1 \cdot 10^{-4}$ M de HCl es:
a) 5
b) 4
c) 7
d) 11.

19. El producto iónico del agua tiene un valor de:
a) $1 \cdot 10^{-7}$
b) $1 \cdot 10^{-8}$
c) $1 \cdot 10^{-14}$
d) $1 \cdot 10^{7}$.

20. El pH de una solución $5 \cdot 10^{-3}$ M de Ca (OH) 2 es:
a) 2
b) 2, 4
c) 12
d) 8, 5.

21. No es una propiedad característica de los metales alcalinos:
a) Baja densidad
b) Reacción vigorosa con el agua
c) Número de oxidación + 1 en sus compuestos
d) Alta electronegatividad.

22. Los alcalinotérreos:
a) Tienen tres electrones de valencia
b) Se asemejan mucho a los alcalinos en su comportamiento químico
c) Son más blandos que los alcalinos
d) Se encuentran frecuentemente en estado libre.

23. Los aceros dulces contienen:
a) Más del 1,5% de carbono
b) Del 0,6% al 1,5% de C
c) Del 0,2 al 0,6% de C
d) Menos del 0,2% de C.

24. Un faraday de electricidad es:

a) Un amperio por segundo
b) 96.500 coulombios
c) 6,02 • 10^{23} electrones por segundo
d) 96.500 electrones.

25. En una celda galvánica, el cátodo:

a) Es siempre fabricado de cobre
b) Es siempre fabricado de zinc
c) Puede ser un metal inerte
d) Atrae siempre los iones negativos de la solución.

26. Es un electrolito débil:

a) Acido sulfúrico
b) Cloruro de potasio
c) Hidróxido de sodio
d) Hidróxido de amonio.

27. No es una característica de los catalizadores:

a) Varían la velocidad de una reacción
b) Modifican la energía de activación
c) No se consumen en la reacción
d) Son estables e inactivos.

28. La energía de activación de una reacción puede ser disminuida por:

a) Aumento de la temperatura
b) Descenso de la temperatura
c) Adición de un catalizador
d) Remoción de los productos de la reacción.

29. Una solución:

a) Tiene punto de ebullición definido
b) Tiene menor presión de vapor que el solvente puro
c) Puede ser heterogénea
d) Puede ser únicamente líquida o gaseosa.

RESPUESTAS

1. b	6. d	11. b	16. a	21. d	26. d
2. b	7. c	12. d	17. b	22. b	27. d
3. d	8. b	13. d	18. b	23. d	28. c
4. b	9. b	14. a	19. c	24. b	29. b
5. d	10. a	15. c	20. c	25. d	

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1 H 1,008																	2 He 4,003
3 Li 6.941	4 Be 9,012											5 B 10,81	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,9994	9 F 18,998	10 Ne 20,18
11 Na 22,990	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,453	18 Ar 39,95
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,90	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,71	29 Cu 63,55	30 Zn 65,37	31 Ga 69,72	32 Ge 72,59	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc 98,91	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,4	47 Ag 107,87	48 Cd 112,40	49 In 114,82	50 Sn 118,69	51 Sb 121,75	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,30
55 Cs 132,91	56 Ba 137,34	57* La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,85	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,22	78 Pt 195,09	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,37	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra 226,03	89† Ac (227)	104 (Ku) (261)	105 (Ha) (260)													

Metales — No metales

Lantánidos	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm (147)	62 Sm 150,4	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
Actínidos	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np 237,05	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (245)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (249)	100 Fm (255)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

CONTENIDO

Estados de la materia 3
Estado gaseoso 3
Propiedades de los gases 3
Factores que determinan el estado gaseoso 4
Leyes de los gases 5
1. Ley de Boyle 5
2. Ley de Charles 6
3. Ley de Gay-Lussac. Relación entre T y P en un gas ... 7
4. Ley general de los gases. Relación entre V, P y T de un gas 7
5. Ley de Gay-Lussac 8
6. Principio de Avogadro 9
7. Ecuación de estado para los gases ideales o de Clapeyron 9
8. Ley de las presiones parciales (Dalton) 10
Estado líquido 11
Presión de vapor en equilibrio 11
Estado sólido 12
Sistemas cristalinos 13
Nomenclatura de compuestos cuaternarios 14
Oxisales ácidas 14
Oxidales básicas o hidroxisales 15
Oxisales dobles 15
Oxisales mixtas 16
Dispersiones 16
Clasificación de las dispersiones 17
Clasificación de algunos sistemas coloidales 17
Preparación de dispersiones coloidales 19
Soluciones 20
Factores que actúan sobre la solubilidad 22
Concentración 22
Titulación 25
Propiedades coligativas de las soluciones 26
Equilibrio químico 30
Constante de equilibrio 31
Soluciones de electrolitos 32

Disociación de ácidos, bases y sales 33
Notación y nomenclatura de iones 34
Constante de disociación 35
Propiedades de los ácidos 37
Propiedades de las bases 37
Potencial de hidrógeno (pH) 38
Relación entre pH y pOH 40
Medición del pH 40
Electroquímica 41
Electrólisis 41
Leyes de Faraday 42
Pilas electroquímicas 44
Notación de una celda galvánica 45
Oxido-reducción 46
Balanceo de ecuaciones por óxido-reducción 47
Los metales 48
Propiedades físicas de los metales 48
Propiedades químicas de los metales 49
Serie de actividades de los metales 49
Metalurgia 50
Grupo I A. Familia de los alcalinos 50
Grupo II A. Metales alcalinotérreos 52
Reacciones 52
Grupo III A. Familia del boro 53
Reacciones del aluminio 54
Elementos de transición 55
Hierro, cobalto y níquel 56
Fabricación del acero 57
Evaluación 58

EDICION REALIZADA POR

COORDINADOR:	Lic. Germánico Naranjo V. Egresado de la Universidad Central de Quito, Ecuador.

EQUIPO EDITORIAL

DIRECTOR:	Lic. Jairo Camacho Cuéllar
EDITOR:	Lic. Benhur Sánchez Suárez
EDITOR EXTERNO:	Lic. Fabiola M. Escobar M.
REDACTOR:	Lic. Julio César Poveda V.
DIRECTOR DE ARTE:	Lic. Hugo Díaz Mapi
ILUSTRACIONES:	Sr. Jesús María Herrera
DIRECTOR DE PRODUCCION:	Ing. Fabio Caicedo Gómez

TITULOS PUBLICADOS

MATEMATICAS	4° Curso
MATEMATICAS	5° Curso
MATEMATICAS	6° Curso
FISICA	4° Curso
FISICA	5° Curso
FISICA	6° Curso
QUIMICA	4° Curso
QUIMICA	5° Curso
QUIMICA	6° Curso

ISBN 84-8279-068-4